

UNIVERSITÉ DU QUÉBEC À MONTRÉAL

OPTIMISATION DE L'ÉLECTRODE POSITIVE À BASE DE DIOXYDE DE  
MANGANÈSE POUR LES SUPERCONDENSATEURS ASYMÉTRIQUES

THÈSE

PRÉSENTÉE

COMME EXIGENCE PARTIELLE

DU DOCTORAT EN CHIMIE

PAR

AXEL GAMBOU-BOSCA

MARS 2016

UNIVERSITÉ DU QUÉBEC À MONTRÉAL  
Service des bibliothèques

Avertissement

La diffusion de cette thèse se fait dans le respect des droits de son auteur, qui a signé le formulaire *Autorisation de reproduire et de diffuser un travail de recherche de cycles supérieurs* (SDU-522 – Rév.07-2011). Cette autorisation stipule que «conformément à l'article 11 du Règlement no 8 des études de cycles supérieurs, [l'auteur] concède à l'Université du Québec à Montréal une licence non exclusive d'utilisation et de publication de la totalité ou d'une partie importante de [son] travail de recherche pour des fins pédagogiques et non commerciales. Plus précisément, [l'auteur] autorise l'Université du Québec à Montréal à reproduire, diffuser, prêter, distribuer ou vendre des copies de [son] travail de recherche à des fins non commerciales sur quelque support que ce soit, y compris l'Internet. Cette licence et cette autorisation n'entraînent pas une renonciation de [la] part [de l'auteur] à [ses] droits moraux ni à [ses] droits de propriété intellectuelle. Sauf entente contraire, [l'auteur] conserve la liberté de diffuser et de commercialiser ou non ce travail dont [il] possède un exemplaire.»



*À maman, papa et mes grands-mères*

*« Une quête commence toujours par la chance du débutant. Et s'achève toujours par  
l'épreuve du conquérant. »*

*Paulo Coelho, « L'Alchimiste »*

## REMERCIEMENTS

En préambule de cette thèse, je tiens en premier lieu à remercier le Professeur Daniel Bélanger de l'Université du Québec à Montréal de m'avoir accueilli au sein de son laboratoire et de la confiance qu'il m'a accordée tout au long de mon doctorat. De plus, je le remercie pour la qualité scientifique de ses conseils et son encadrement ponctué d'humour.

J'adresse mes sincères remerciements au Dr. Frédéric Favier, directeur de recherche au CNRS, à l'Université Montpellier II pour avoir accepté d'être rapporteur de ces travaux. J'associe également ces remerciements aux Professeurs Mohamed Sij et Ricardo Izquierdo de l'Université du Québec à Montréal qui m'ont accompagné dans les différentes épreuves académiques du doctorat de chimie et dont les commentaires scientifiques ont également contribué à l'évolution du projet de recherche.

Je remercie vivement Gwenaél Chamoulaud pour les différentes formations de qualité sur les équipements de NanoQAM. NanoQAM est donc remerciée pour l'ensemble des instruments de caractérisation des matériaux qui ont contribué au succès de cette thèse.

Je souhaite remercier l'équipe du (CM)<sup>2</sup> de l'École Polytechnique de Montréal, Philippe Plamondon, Jean-Philippe Masse et Nicole MacDonald pour leur

aide et formation sur les instruments de microscopie électronique à balayage et diffraction des rayons-X.

Je suis également très reconnaissant envers madame Lachance pour sa disponibilité, sa bonne humeur et son aide dans les différentes démarches administratives.

Je remercie toute l'équipe « Bélanger » qui a fait que cette thèse restera une belle aventure. Tout d'abord, Coco Zamparini et Monsieur Diby pour les moments inoubliables passés ensemble. Alban pour nos discussions scientifiques et les souvenirs d'un congrès à Cancún. Et puis, l'ensemble de l'équipe, Alexis, Nicolas, Diby, Alban, Bibi, Ana, Galyna, Jackie, Alexandre, Julia, Greg, Steven et tous les stagiaires pour leur aide et la bonne ambiance tant au labo qu'à l'extérieur.

Je tiens également à remercier toutes les personnes qui ont contribué aux conditions optimales pour la réalisation de ma thèse soit par des conseils scientifiques ou pour les bières au Bénélux et les matchs du Canadien de Montréal. Merci à Shirba, aux groupes Claverie et Schougaard.

Christian, Kels, les 3 fantastiques (Katia, Kankou et Thomas), merci pour votre soutien et vos encouragements pendant toutes ces années.

Et bien sûr, il y a ceux qui m'ont toujours donné leur support inconditionnel dans les moments les plus heureux comme dans les plus durs, et qui ont donc joué un rôle important dans le succès de cette thèse.

Suzan, Norris, Ulrich et Eunice, je vous aime.

Un grand merci à mes parents, Albert et Lydie sans qui je n'y serai jamais arrivé. Toute mon affection et mon éternelle reconnaissance pour votre soutien tout au long de ces 22 années sur les bancs scolaires.

Je réserve une pensée toute particulière à Cassandra qui m'a toujours soutenu et supporté dans toutes les phases de mon doctorat.

*« La théorie, c'est quand on sait tout et que rien ne fonctionne. La pratique, c'est quand tout fonctionne et que personne ne sait pourquoi. »*

*Albert Einstein.*

*L'utilisation du dioxyde de manganèse allie théorie et pratique. Rien ne fonctionne comme on l'aurait voulu ; mais personne ne sait pourquoi.*

## RESUME

Le dioxyde de manganèse est caractérisé par une capacité théorique de  $1233 \text{ F g}^{-1}$ , il est peu coûteux et respectueux de l'environnement. Il suscite un grand intérêt comme matériaux d'électrode pour les supercondensateurs asymétriques en raison de son comportement pseudocapacitif et de sa fenêtre de stabilité de potentiel électrochimique complémentaire à l'électrode de carbone activé en électrolyte aqueux. L'avantage principal de cette combinaison réside dans l'augmentation de la tension de cellule (2 V) et à l'utilisation d'un électrolyte aqueux neutre. Ceci va permettre l'augmentation de la densité d'énergie du système. Cependant, la mauvaise conductivité électronique et ionique du dioxyde de manganèse conduit à des performances électrochimiques qui correspondent à 20 % de la capacité théorique de l'oxyde métallique utilisé dans la préparation des électrodes composites.

L'objectif de cette thèse a été en premier lieu d'étudier l'influence des différents composants sur les propriétés physiques, morphologiques et les performances électrochimiques des électrodes composites à base de  $\text{MnO}_2$ . Pour ce faire, l'effet de l'ajout de l'additif conducteur à base de carbone dans le mélange mécanique, l'effet de la déposition du  $\text{MnO}_2$  sur le support de carbone, et enfin, l'influence de la taille des particules de  $\text{MnO}_2$  sur son accessibilité électrochimique ont constitué nos principaux axes de recherches afin d'évaluer les conditions optimales pour une amélioration des performances électrochimiques. Finalement, différentes approches, parfois nouvelles ou revisitées, ont été envisagées. Les différentes combinaisons réalisées ont été entièrement discutées. Toutefois, l'ensemble des résultats demeure dans la gamme de valeurs rapportées dans la littérature pour les électrodes composites à base de poudre de dioxyde de manganèse.

**Mots clés :** Supercondensateurs électrochimiques ;  $\text{MnO}_2$  ; carbones ; électrolytes aqueux ; enrobage de carbone ; voltamétrie cyclique ; spectroscopie d'impédance électrochimique ; spectroscopie Raman ; microscopie électronique à balayage ; analyse thermogravimétrique ; mesure de surface BET ; diffusion dynamique de la lumière.

## ABSTRACT

Manganese dioxide is characterized by a theoretical specific capacitance of about  $1233 \text{ F g}^{-1}$  which is far from being experimentally attainable. Even for very thin film ( $< 100 \text{ nm}$ ) and very low mass ( $< 100 \text{ }\mu\text{g}$ ) loading of  $\text{MnO}_2$ , the specific capacitance rarely exceeds  $1000 \text{ F g}^{-1}$ . On the other hand, in the case of a thicker composite electrode and higher loading of  $\text{MnO}_2$ , the electrochemically addressable material is commonly in the 10 to 20 % range. Since most of the studies dealing with  $\text{MnO}_2$  were aimed at improving the specific capacitance of electrode, little effort has been given to the role played by each of the composite electrode components

In this work, the effect of the composite electrode components on the physical, morphological and electrochemical performances has been fully investigated and discussed. The effect of the addition of carbon additive in the mechanical mixing used for the composite electrode preparation, the changes in properties that occurs on the carbon used to spontaneously reduce permanganate ions for the deposition of high loading of  $\text{MnO}_2$ , and the effect of manganese dioxide particles size on its electrochemical accessibility have been the main topics investigated in this thesis. Finally, after gaining more knowledge about the limitation of the different combination, some approaches to increase the low utilization of manganese dioxide material have been proposed and fully discussed. Nevertheless, the capacitance values reported in this work do not demonstrate a large improvement of  $\text{MnO}_2$  electrochemical accessibility, but these values are in good agreement with those reported in literature for thick  $\text{MnO}_2$  composite electrodes.

**Keywords :** Electrochemical supercapacitor ;  $\text{MnO}_2$  ; carbons ; aqueous electrolytes ; carbon coating ; cyclic voltammetry ; electrochemical impedance spectroscopy ; Raman spectroscopy ; scanning electron microscopy ;  $\text{N}_2$  gas-adsorption measurement ; thermogravimetric analysis ; dynamic light scattering.



## TABLE DES MATIÈRES

RESUME .....	vi
ABSTRACT .....	vii
LISTE DES FIGURES.....	xiii
LISTE DES TABLEAUX.....	xxi
INTRODUCTION .....	1
CHAPITRE I	
BIBLIOGRAPHIE-ÉTAT DE L'ART	
1.1 Intérêt des supercondensateurs électrochimiques.....	8
1.1.1 Le stockage électrochimique de l'énergie .....	8
1.1.2 Énergie et puissance spécifique.....	8
1.1.3 Dispositifs de stockage de l'énergie.....	9
1.1.4 Historique et applications des supercondensateurs électrochimiques.....	11
1.2 Types de supercondensateurs électrochimiques .....	14
1.2.1 Processus de stockage électrochimique des charges .....	14
1.2.2 Supercondensateurs à double couche électrochimique (EDLCs) .....	20
1.2.3 Vers l'hybridation des supercondensateurs.....	38
1.3 MnO <sub>2</sub> , électrode positive pour les supercondensateurs asymétriques .....	45
1.3.1 Poudres de MnO <sub>2</sub> .....	48
1.3.2 Exemples d'approches pour augmenter les performances électrochimiques.....	56
1.4 Objectifs de la thèse.....	59
CHAPITRE II	
EFFET DE LA NATURE DU CARBONE SUR LES PROPRIÉTÉS MORPHOLOGIQUES ET LES PERFORMANCES ÉLECTROCHIMIQUES.....	
2.1 Introduction.....	62
2.1.1 Additifs conducteurs et morphologie de l'électrode .....	64



2.1.2	Stratégies proposées .....	67
2.1.3	Résumé de l'article.....	68
2.2	Article 1. Effect of the formulation of the electrode on the pore texture and electrochemical performance of manganese dioxide-based electrode for application in hybrid electrochemical capacitor .....	69
2.2.1	Abstract .....	69
2.2.2	Introduction .....	70
2.2.3	Experimental section .....	72
2.2.4	Results and discussion.....	75
2.2.5	General discussion.....	92
2.2.6	Conclusion.....	96
2.2.7	Acknowledgements .....	97
2.2.8	References .....	97
2.2.9	Electronic Supplementary information .....	101
2.3	Résultats complémentaires .....	104
2.3.1	Mesure d'angle de contact.....	104
2.3.2	Effet des additifs conducteurs .....	106
2.4	Conclusion du chapitre .....	119
CHAPITRE III		
ÉTUDE DE FILMS COMPOSITES À BASE DE DIOXYDE DE MANGANÈSE PRÉPARÉS PAR RÉDUCTION D'IONS PERMANGANATE EN PRÉSENCE DE CARBONE CONDUCTEUR.....		
3.1	Introduction.....	123
3.1.1	Dépôt spontané de MnO <sub>2</sub> sur carbone.....	124
3.1.2	Stratégies proposées .....	127
3.1.3	Résumé de l'article.....	128
3.2	Article 2. Chemical Mapping and Electrochemical Performance of Manganese Dioxide/Activated Carbon Based Composite Electrode for Asymmetric Electrochemical Capacitor.....	129
3.2.1	Abstract .....	129
3.2.2	Introduction .....	130
3.2.3	Experimental Section .....	132

3.2.4 Results and discussion.....	135
3.2.5 Conclusion.....	151
3.2.6 Acknowledgements .....	152
3.2.7 References .....	152
3.3 Résultats complémentaires .....	156
3.4 Conclusion sur le chapitre .....	159
CHAPITRE IV	
EFFET DE LA TAILLE DES PARTICULES SUR L'UTILISATION ÉLECTROCHIMIQUE DU DIOXYDE DE MANGANÈSE .....	164
4.1 Introduction.....	164
4.1.1 Préparation de MnO <sub>2</sub> nanoarchitecturé .....	165
4.1.2 Stratégie proposée .....	166
4.1.3 Résumé de l'article.....	166
4.2 Article 3. Electrochemical accessibility of porous submicron MnO <sub>2</sub> spheres as active electrode materials for electrochemical capacitors.....	168
4.2.1 Abstract .....	168
4.2.2 Introduction .....	169
4.2.3 Experimental .....	170
4.2.4 Results and discussion.....	175
4.2.5 Conclusion.....	195
4.2.6 Acknowledgements .....	195
4.2.7 References .....	196
4.3 Supplementary data.....	204
4.3.1 Experimental section.....	204
4.3.2 Supplementary figures and analysis.....	205
4.4 Conclusion sur le chapitre .....	208
CHAPITRE V	
OPTIMISATION DE L'ÉLECTRODE COMPOSITE DIOXYDE DE MANGANÈSE-CARBONE-LIANT.....	210
5.1 Introduction.....	210
5.2 Effet du cation bivalent sur les performances électrochimiques .....	211

5.2.1	Introduction .....	211
5.2.2	Partie expérimentale .....	213
5.2.3	Résultats et discussion.....	213
5.2.4	Conclusion.....	228
5.3	Modification de la porosité de l'électrode composite par $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ .....	230
5.3.1	Introduction .....	230
5.3.2	Partie expérimentale.....	231
5.3.3	Résultats et discussion.....	231
5.3.4	Conclusion.....	239
5.4	Utilisation d'un liant superabsorbant lié de façon covalente à l'additif conducteur.....	240
5.4.1	Introduction .....	240
5.4.2	Partie expérimentale .....	242
5.4.3	Résultats et discussion.....	243
5.4.4	Conclusion.....	248
5.5	Préparation de nanoparticules sphériques d'oxyde de manganèse recouvertes d'un enrobage de carbone.....	250
5.5.1	Introduction .....	250
5.5.2	Partie expérimentale.....	251
5.5.3	Résultats et discussion.....	252
5.5.4	Conclusion.....	260
5.6	Conclusion du chapitre .....	262
CHAPITRE VI		
DISCUSSION GENERALE .....		263
6.1	Introduction.....	263
6.2	Amélioration de l'accessibilité ionique .....	265
6.2.1	Moduler le volume poreux de l'électrode .....	269
6.2.2	Nature du cation dans l'électrolyte aqueux .....	270
6.2.3	Amélioration du caractère hydrophile de l'électrode .....	272
6.3	Amélioration de la conductivité électronique.....	274
6.3.1	Influence du carbone conducteur .....	277

6.3.2 Dépôt spontané de dioxyde de manganèse à la surface du carbone.....	280
6.3.3 Enrobage de carbone sur $\text{MnO}_2$ .....	281
6.4 Conclusion .....	283
CONCLUSIONS GENERALES .....	286
REFERENCES	

## LISTE DES FIGURES

Figure	Page
1.1 Diagramme de Ragone pour les dispositifs de stockage électrochimique de l'énergie. D'après <sup>8</sup> .	10
1.2 Principe de fonctionnement a) démarrage d'un véhicule hybride à partir de supercondensateur et b) récupération de l'énergie au freinage. D'après <sup>27</sup> .	12
1.3 Exemples d'applications de supercondensateurs a) Tramway équipé du système MITRAC <sup>29</sup> , b) Bateau électrique à base de supercondensateurs <sup>31</sup> et c) Supercondensateur structural à base de silice résistant au poids d'un ordinateur <sup>30</sup> .	13
1.4 a) Évolution du potentiel en fonction de la charge pour un comportement faradique idéal et b) voltamétrie cyclique de Ni(OH) <sub>2</sub> /NiOOH. ....	15
1.5 Schéma d'un condensateur plan.....	16
1.6 a) Évolution du potentiel en fonction de la charge et b) voltamétrie cyclique pour un comportement capacitif idéal.....	17
1.7 a) Schématisation du comportement pseudocapacitif du dioxyde de manganèse MnO <sub>2</sub> et b) Voltamogramme cyclique schématique du MnO <sub>2</sub> dans K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> 0,1 M. La partie supérieure (courbe rouge) correspond à l'oxydation du Mn (III) en Mn (IV) et la partie inférieure (courbe bleue) traduit la réduction du Mn (IV) en Mn (III). La forme rectangulaire associée, menant à un stockage pseudocapacitif. D'après <sup>34</sup> .....	20
1.8 Modèle de la double couche de Helmholtz, a) Compensation électrostatique des charges, b) variation du potentiel électrostatique, $\phi$ , avec la distance $x$ , c) variation de la capacité $C_d$ avec le potentiel. D'après <sup>35</sup> .....	21
1.9 Modèle de la double couche de Gouy-Chapman, a) Distribution des ions dans la couche diffuse, b) variation du potentiel électrostatique avec la concentration, c) variation de la capacité $C_d$ avec le potentiel, montrant un minimum au point de charge nulle $E_z$ . D'après <sup>35</sup> .....	23

1.10	Modèle de Stern de la double couche, a) Distribution des ions dans la couche compacte et la couche diffuse, b) variation du potentiel électrostatique avec la distance, c) variation de la capacité $C_d$ avec le potentiel. D'après <sup>35</sup> .....	24
1.11	Modèle de la double couche de Grahame pour une électrode au mercure a) Distribution des ions dans la couche compacte et la couche diffuse, b) variation du potentiel électrostatique avec la distance, c) variation de la capacité $C_d$ avec le potentiel. D'après <sup>35</sup> .....	25
1.12	a) Schématisation d'un supercondensateur chargé et b) Comparaison du profil de potentiel entre un EDLC et une batterie. D'après <sup>44</sup> .....	27
1.13	Représentation du profil de potentiel dans un supercondensateur chargé. ....	28
1.14	Voltamogrammes cycliques d'une électrode de carbone vitreux activé dans 3 M $H_2SO_4$ (aq) et 1 M TEABF <sub>4</sub> dans l'acétonitrile à 100 mV s <sup>-1</sup> . D'après <sup>43</sup> .....	29
1.15	Schéma illustrant la structure poreuse d'un carbone activé. D'après <sup>45</sup> .....	31
1.16	Évolution de la capacité gravimétrique avec la surface spécifique mesurée par BET. D'après <sup>50</sup> .....	32
1.17	Représentation de l'accès des ions dans les micropores. D'après <sup>45</sup> .....	33
1.18	Représentation de l'évolution de la tension de cellule maximale $U_{max}^{EDLC}$ d'un dispositif symétrique durant sa charge, relative à la fenêtre de potentiel maximale de l'électrolyte $U_{max}^{Electrolyte}$ . D'après <sup>52</sup> .....	35
1.19	Comparaison des domaines de stabilité des différents électrolytes utilisés dans les supercondensateurs : aqueux, organique et liquide ionique. D'après <sup>70</sup> .....	37
1.20	Représentation de la voltamétrie cyclique d'un supercondensateur hybride carbone/PbO <sub>2</sub> dans 1 M $H_2SO_4$ . D'après <sup>10</sup> .....	42
1.21	Représentation de la voltamétrie cyclique dans 0,5 M $K_2SO_4$ a) d'un supercondensateur symétrique MnO <sub>2</sub> /MnO <sub>2</sub> et b) supercondensateur asymétrique carbone/MnO <sub>2</sub> . D'après <sup>10</sup> .....	44
1.22	Images MEB de MnO <sub>2</sub> amorphe a) séché à 50 °C sous air, b) traitement thermique à 200 °C, c) traitement thermique à 300 °C <sup>12</sup> et d) MnO <sub>2</sub> préparé par co-précipitation. D'après <sup>83</sup> .....	49
1.23	Schéma des différentes structures cristallographiques de MnO <sub>2</sub> , avec les plans cristallins et les distances pour a) birnessite, b) spinelle, c-e) cryptomélane et f) OMS-5. D'après <sup>98</sup> .....	52



1.24	Évolution de la capacité en fonction de la surface BET pour MnO <sub>2</sub> cristallin et MnO <sub>2</sub> amorphe. D'après <sup>83</sup> .....	54
1.25	Comparaison entre la capacité spécifique, la conductivité ionique et la surface BET pour différentes structures de MnO <sub>2</sub> . D'après <sup>89</sup> .....	55
2.1	Profils d'intrusion de mercure des films composites a) avec différentes proportions de noirs de carbone (L6) et b) utilisant le carbone avec et sans broyage. D'après <sup>130</sup> .....	65
2.2	Méthodologie proposée.....	68
2.3	SEM micrographs at different magnifications of a) as-prepared MnO <sub>2</sub> , b) 90 wt% MnO <sub>2</sub> -10 wt% PTFE, c) as-received acetylene black, d) as-received Black Pearls, e) 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% AB-10 wt% PTFE, f) 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% BP-10 wt% PTFE.....	76
2.4	Measured and calculated BET specific surface area as a function of MnO <sub>2</sub> loading of, a) MnO <sub>2</sub> -BP-PTFE and b) MnO <sub>2</sub> -AB-PTFE composite electrodes. ....	79
2.5	Pore size distributions of a) MnO <sub>2</sub> ; BP, 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% BP-10 wt% PTFE and b) MnO <sub>2</sub> ; AB, 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% AB-10 wt% PTFE composite electrodes.....	80
2.6	Cyclic voltammograms in 0.65 M K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> at different scan rates of a) 90 wt% MnO <sub>2</sub> -10 wt% PTFE and inset CV at $v = 2 \text{ mV s}^{-1}$ , b) 90 wt% BP -10 wt% PTFE and c) 90 wt% AB-10 wt% PTFE. See Table 2.1 for MnO <sub>2</sub> loading. ....	82
2.7	Cyclic voltammograms in 0.65 M K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> of a) electrode with different amount of MnO <sub>2</sub> - BP-PTFE at scan rate = $2 \text{ mV s}^{-1}$ , b) electrode with different amount of MnO <sub>2</sub> -AB-PTFE at scan rate = $2 \text{ mV s}^{-1}$ and c) a 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% carbon (AB or BP)-10 wt% PTFE composite electrode at scan rate= $100 \text{ mV s}^{-1}$ . See Table 2.1 for MnO <sub>2</sub> loading. ....	83
2.8	Cyclic voltammograms of a composite electrode with 70 wt% MnO <sub>2</sub> -20 wt% Carbon (AB or BP)-10 wt% PTFE measured in 0.65 M K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> at $20 \text{ mV s}^{-1}$ a) with BP as carbon additive b) with AB as carbon additive. The cyclic voltammograms were recorded with one electrode by gradually increasing the positive potential limit from 0.9 to 1.6 V. Ten cycles were recorded for each positive potential limit and the cycle voltammogram for the 10 <sup>th</sup> cycle is shown in all cases.....	85
2.9	Variation of the specific capacitance (a, c and e) and areal capacitance (b, d and f) as a function of scan rate for: (a and b) two 90 wt% MnO <sub>2</sub> -10 wt% PTFE composite electrodes with different thicknesses, (c and d)	

	60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% BP-10 wt% PTFE, (e and f) 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% AB-10 wt% PTFE. See Table 2.2 for the material loading of the electrodes. ....	87
2.10	Variation of the specific capacitance as a function of scan rate for a) 90 wt% BP-10 wt% PTFE and 90 wt% AB-10 wt% PTFE, b) 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% (BP or AB)-10 wt% PTFE, c) Plotted relative capacitance as a function of scan rate of 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% (BP or AB)-10 wt% PTFE; d) SC by mass of MnO <sub>2</sub> , e) SC for electrodes with different amount of AB, f) SC for electrodes with different amount of BP. ....	91
2.11	(Scheme 1) Schematic representation of the electrochemically addressable material of different composite electrodes. ....	95
2.12	SEM micrographs of a) 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% AB-10 wt% PTFE, and b) 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% BP-10 wt% PTFE. ....	102
2.13	Variation of Coulombic efficiency of 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% carbon-10 wt% PTFE electrodes for different positive potential limit used during the cyclic voltammetry measurements. ....	103
2.14	a) Constant current charge/discharge curves at a current of 1 A g <sup>-1</sup> of 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% carbon-10 wt% PTFE electrodes and b) variation of the specific capacitance of 60 wt% MnO <sub>2</sub> -30 wt% carbon-10 wt% PTFE electrodes. The electrolyte for the experiments was a 0.65 M K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> aqueous solution. ....	103
2.15	Mesures d'angle de contact pour des électrodes composites, a) MnO <sub>2</sub> -PTFE (90 :10), b) AB-PTFE (90 :10), c) BP-PTFE (90 :10), d) MnO <sub>2</sub> -AB-PTFE (60 :30 :10) et e) MnO <sub>2</sub> -BP-PTFE (60 :30 :10). ....	105
2.16	Voltamogrammes cycliques dans 0,65 M K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> à différentes vitesses de balayage (2 à 200 mV s <sup>-1</sup> ) pour des électrodes composites de composition (60 :30 :10) : a) MnO <sub>2</sub> -NTC-PTFE, b) a) MnO <sub>2</sub> -VGCF-PTFE et c) MnO <sub>2</sub> -Vulvan-PTFE. ....	107
2.17	Variation de la capacité spécifique (F g <sup>-1</sup> ) en fonction de la vitesse de balayage pour les différentes électrodes composites MnO <sub>2</sub> -C-PTFE (60 :30 :10). ....	109
2.18	Circuit équivalent RC de Randles. ....	111
2.19	Spectroscopie d'impédance électrochimique pour les différentes électrodes composites MnO <sub>2</sub> -C-PTFE (60 :30 :10) à 0,4 V vs Ag/AgCl. ....	112



2.20	Images MEB des poudres a) nanotubes de carbone NTC, b) carbone VGCF, c) carbone Vulcan et d) $\text{MnO}_2$ -NTC-PTFE (60 :30 :10).....	115
2.21	Distribution du volume poreux en fonction de la largeur des pores : a) BP, b) AB, Vulcan, NTC et VGCF, et c) $\text{MnO}_2$ , NTC et $\text{MnO}_2$ -NTC-PTFE (60 :30 :10).....	118
2.22	Modèle de l'électrode composite avec des additifs conducteurs a) type noir d'acétylène (AB) et b) type nanotubes de carbone (NTC). ....	122
3.1	Méthodologie proposée. D'après <sup>93</sup> . ....	128
3.2	(Scheme 1) Schematic diagram of the $\text{MnO}_2$ @BP nanocomposite synthesized by chemical precipitation. ....	137
3.3	XRD patterns of BP, $\text{MnO}_2$ and $\text{MnO}_2$ @BP. ....	138
3.4	a) TGA and b) derivative thermogravimetric (DTG) curves of $\text{MnO}_2$ , Black Pearls and their composites. ....	139
3.5	a) $\text{N}_2$ adsorption isotherms of BP, $\text{MnO}_2$ , $\text{MnO}_2$ @BP and $\text{MnO}_2$ /BP, b) Cumulated surface area vs. pore width of BP, $\text{MnO}_2$ , $\text{MnO}_2$ @BP and $\text{MnO}_2$ /BP, c) Cumulated volume vs. pore width of BP, $\text{MnO}_2$ , $\text{MnO}_2$ @BP and $\text{MnO}_2$ /BP, and d) Pore size distribution ( $dV/dW$ , $d(\text{volume})/d(\text{pore size})$ ) BP, $\text{MnO}_2$ , $\text{MnO}_2$ @BP and $\text{MnO}_2$ /BP....	141
3.6	SEM micrographs of (a and b) pristine BP and (c and d) $\text{MnO}_2$ @BP nanocomposite prepared by mixing 100 ml of an aqueous solution containing 3.68 g of manganese (II) acetate and 1 g of carbon black with a 60 ml aqueous solution containing 1.58 g of potassium permanganate (VII), at 25 °C.....	143
3.7	Raman spectra obtained with different laser power; a) 10 % for pristine AB and BP, b) 1, 5 and 10 % for pristine $\text{MnO}_2$ , c) 1, 5 and 10 % for $\text{MnO}_2$ @BP and d) 1, 5 and 10 % for $\text{MnO}_2$ /BP. ....	145
3.8	Optical micrographs of a) $\text{MnO}_2$ @BP-PTFE and b) $\text{MnO}_2$ /BP-PTFE. Raman mappings recorded in the $20\ \mu\text{m} \times 20\ \mu\text{m}$ area of the composites electrodes, c) $\text{MnO}_2$ deposited on carbon, d) BP as carbon support.....	146
3.9	Color varying Raman maps obtained by plotting $I_{\text{Mn}_3\text{O}_4}/I_G$ of (a and c) $\text{MnO}_2$ @BP-PTFE, and (b and d) $\text{MnO}_2$ /BP-PTFE. ....	148
3.10	Semi-qualitative conductivity Raman map recorded in the $20 \times 20\ \mu\text{m}^2$ area of the composite electrodes a) $\text{MnO}_2$ @BP-PTFE and b) $\text{MnO}_2$ /BP-PTFE.....	149

3.11	a) Cyclic voltammograms at different scan rates for a $\text{MnO}_2@\text{BP-PTFE}$ ; b) Plot of specific capacitance as a function of scan rate for $\text{MnO}_2@\text{BP-PTFE}$ and $\text{MnO}_2/\text{BP-PTFE}$ electrodes; c) Plot of the relative specific capacitance (vs. that obtained at $2 \text{ mV s}^{-1}$ ) as a function of scan rate for $\text{MnO}_2@\text{BP-PTFE}$ and $\text{MnO}_2/\text{BP-PTFE}$ electrodes.....	151
3.12	Images MEB des poudres composites, a) $\text{MnO}_2@\text{NA}$ , b) $\text{MnO}_2@\text{BP}$ et c) $\text{MnO}_2@\text{NTC}$ ; et d) thermogramme de $\text{MnO}_2@\text{NTC}$ .....	157
3.13	Voltamogrammes cycliques à différentes vitesses de balayage pour les électrodes composites préparées avec 10 % en masse de PTFE, a) $\text{MnO}_2@\text{NA}$ , b) $\text{MnO}_2@\text{BP}$ et c) $\text{MnO}_2@\text{NTC}$ ; et d) évolution de la capacité spécifique des électrodes avec la vitesse de balayage.....	159
4.1	XRD patterns of $\text{PMnO}_2$ and $218\text{SMnO}_2$ .....	176
4.2	SEM micrographs of pristine powders a) $\text{PMnO}_2$ , b) $451\text{SMnO}_2$ , c) $218\text{SMnO}_2$ and d) $195\text{SMnO}_2$ .....	178
4.3	SEM micrographs of composite electrodes a) $\text{PMnO}_2\text{-CNT-PTFE}$ (60:30:10 wt%), b) $451\text{SMnO}_2\text{-CNT-PTFE}$ (60:30:10 wt%), $218\text{SMnO}_2\text{-CNT-PTFE}$ (60:30:10 wt%) and $195\text{SMnO}_2\text{-CNT-PTFE}$ (60:30:10 wt%). .....	180
4.4	a) $\text{N}_2$ gas adsorption-desorption isotherm of $\text{PMnO}_2$ and $218\text{SMnO}_2$ and b) pore size distribution ( $dV/dW$ , $d(\text{volume})/d(\text{Pore size})$ vs. pore width) of $\text{PMnO}_2$ , $451\text{SMnO}_2$ , $218\text{SMnO}_2$ and $195\text{SMnO}_2$ .....	184
4.5	a) CV curves at different scan rates for composite electrode $218\text{SMnO}_2\text{-CNT-PTFE}$ (60:30:10), and b) Plot of the specific capacitance as a function of the scan rate for $\text{PMnO}_2$ , $451\text{SMnO}_2$ , $218\text{SMnO}_2$ and $195\text{SMnO}_2$ , composite electrodes prepared with 30 wt% CNT and 10 wt% PTFE and c) capacitance retention $C\%$ as a function of scan rate. .	188
4.6	Variation of the specific voltammetric charge $q^*$ for various $\text{MnO}_2$ composite electrodes with respect to the sweep rates $v$ , a) extrapolation of $q^*$ to $v = \infty$ from the $q^* = f(v^{-1/2})$ plot gives the specific outer charge $q_o^*$ (charge on the most accessible active surface); b) extrapolation of $q^*$ to $v = 0$ from the $1/q^* = f(v^{1/2})$ plot gives the specific total charge $q_T^*$ (charge related to the whole active surface). .....	191
4.7	Nyquist plots at 0.4 V vs Ag/AgCl of $\text{PMnO}_2$ , $451\text{SMnO}_2$ , $218\text{SMnO}_2$ and $195\text{SMnO}_2$ , composite electrodes prepared with 30 wt% CNT and 10 wt% PTFE. ....	194

5.1	Schéma de l'insertion des cations, suivie de la réduction de Mn (IV) en Mn (III) a) cation monovalent $C^+$ ( $Li^+$ , $Na^+$ et $K^+$ ) et b) cation bivalent ( $Ca^{2+}$ ). D'après <sup>168</sup> .....	212
5.2	Voltamogrammes cycliques à $2 \text{ mV s}^{-1}$ de $MnO_2$ -NA-PTFE (60 :30 :10) dans : a) 5 M $LiNO_3$ , 1 M $Na_2SO_4$ et 0,65 M $K_2SO_4$ ; b) 0,5 M $LiNO_3$ et 0,5 M $Ca(NO_3)_2$ ; c) 0,5 M $Ca(NO_3)_2$ ; et d) 0,5 M $Ca(NO_3)_2$ et 0,5 M $LiNO_3$ .....	217
5.3	Évolution de la capacité spécifique dans différents électrolytes (a, c et e) pour l'électrode composite $MnO_2$ -NA-PTFE et (b, d et f) par masse de matière active $C_{MnO_2}$ .....	224
5.4	Diagrammes de Nyquist de $MnO_2$ -AB-PTFE (60 :30 :10) pour : a) à différents potentiels dans 0,5 M $LiNO_3$ ; b) à différents potentiels dans 0,5 M $Ca(NO_3)_2$ ; c) à 0,4 V dans 0,5 M $LiNO_3$ et 0,5 M $Ca(NO_3)_2$ ; et d) à 0,4 V dans 5 M $LiNO_3$ , 1 M $Na_2SO_4$ et 0,65 M $K_2SO_4$ .....	228
5.5	Création d'un réseau poreux dans un film composite par utilisation de motifs à base de $NH_4HCO_3$ . D'après <sup>178</sup> .....	230
5.6	Diffractogramme des rayons-X pour les différents films composites. ....	232
5.7	Images MEB des films composites $MnO_2$ -NA-PTFE (60 :30 :10) (a et c) non-modifié et (b et d) modifié après décomposition de $NH_4HCO_3$ .....	233
5.8	Distribution du volume poreux en fonction de la largeur des pores pour $MnO_2$ -NA-PTFE non modifié et modifié.....	236
5.9	Voltamogrammes cycliques à différentes vitesses de balayage dans 0,5 M $LiNO_3$ pour $MnO_2$ -NA-PTFE a) non modifié et b) modifié. ....	237
5.10	a) Évolution de $C_{MnO_2}$ en fonction de la vitesse de balayage pour $MnO_2$ -NA-PTFE non modifié et modifié et b) Évolution de la rétention de $C_{MnO_2}$ en fonction de la vitesse de balayage pour $MnO_2$ -NA-PTFE non modifié et modifié. Dans 0,5 M $LiNO_3$ . ....	238
5.11	Mécanisme réactionnel a) greffage de l'initiateur b) SI-ATRP pour l'acide polyacrylique. D'après <sup>205</sup> .....	242
5.12	Spectres IR du noir d'acétylène brut (NA), le (bromoéthyl)benzène covalentement lié au noir d'acétylène (NA/Br) et l'acide polyacrylique greffé au noir d'acétylène (NA/APA).....	243

5.13	Images MEB des poudres (a et b) et des électrodes préparées avec le noir d'acétylène brut ou modifié, MnO <sub>2</sub> et le PTFE (c à h). ....	245
5.14	C <sub>MnO<sub>2</sub></sub> en fonction de la vitesse de balayage pour MnO <sub>2</sub> -NA-PTFE (60 :30 :10), MnO <sub>2</sub> -NA/APA-PTFE (60 :29/10 :1) dans 0,65 M K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ..	248
5.15	Images MEB pour a et b) MnO <sub>2</sub> , c) MnO <sub>x</sub> , d) MnO <sub>x</sub> @C15, e) MnO <sub>x</sub> @C80 et f) MnO <sub>x</sub> @C270. ....	253
5.16	Diffractogrammes des rayons-X pour a) MnO <sub>x</sub> @C15, b) MnO <sub>x</sub> @C80 et c) MnO <sub>x</sub> @C270. ....	254
5.17	Courbes ATG pour a) MnO <sub>2</sub> sous air : échantillon (1), sous hélium : échantillon (2), après un traitement isothermal à 800 °C pendant 1 h sous He, mesuré sous air : échantillon (2') et b) MnO <sub>x</sub> sous air et hélium..	256
5.18	Courbes ATG pour a) MnO <sub>x</sub> @C15 avant (MnO <sub>x</sub> @glucose) et après le traitement thermique et b) MnO <sub>x</sub> , MnO <sub>x</sub> @C15, MnO <sub>x</sub> @C80 et MnO <sub>x</sub> @C270. ....	258
5.19	a) Évolution du voltamogramme cyclique du 10 au 500 <sup>e</sup> cycle dans 0,65 M K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> à 2 mV s <sup>-1</sup> et b) variation de la capacité spécifique par masse totale de l'électrode composite avec la vitesse de balayage, à partir du 500 <sup>e</sup> cycle ; pour MnO <sub>x</sub> @C270-NTCs-PTFE (60 :30 :10) et comparaison avec MnO <sub>2</sub> -NTCs-PTFE (60 :30 :10). ....	259
5.20	Composition à l'équilibre thermodynamique du mélange entre MnO <sub>2</sub> et le carbone en fonction de la teneur en carbone à 25, 75 et 150 °C à pression atmosphérique. D'après <sup>227</sup> . ....	261
6.1	Problématique et objectifs de la thèse. ....	265
6.2	Image MET du composite montrant les trois interfaces LiMnPO <sub>4</sub> , LiFePO <sub>4</sub> et le dépôt de carbone. L'analyse dispersive en énergie (EDX) est présentée dans l'encadré. D'après <sup>233</sup> . ....	282



## LISTE DES TABLEAUX

Tableau	Page
1.1 Principales caractéristiques des condensateurs, des supercondensateurs et des batteries. D'après <sup>24</sup> .....	10
1.2 Données électrochimiques d'électrodes composites à base de poudres de MnO <sub>2</sub> amorphe. D'après <sup>83</sup> .....	51
2.1 List of investigated materials and electrodes with their composition, specific surface area, and conductivity. ....	78
2.2 Composition of composite electrodes and their physical and electrochemical characteristics.....	90
2.3 Composition des électrodes et performances électrochimiques. ....	110
2.4 Valeurs calculées de $R_{tc}$ , $C_{dl}$ et $C_s$ à partir des courbes de Nyquist. ....	113
2.5 Liste des matériaux utilisés avec la taille des particules obtenue par MEB, la surface spécifique et le volume poreux obtenus respectivement par les méthodes BET et DFT Monte-Carlo. ....	116
3.1 List of investigated materials with their composition, specific surface areas and microporous volume. ....	140
3.2 Physical and electrochemical characteristics. ....	149
4.1 List of investigated materials with their size, specific surface area and porous volume. ....	179
4.2 Physical characteristic and electrochemical performance from cyclic voltammetry. ....	186
4.3 Physical characteristic and specific voltammetric charges of MnO <sub>2</sub> . ....	191
4.4 Physical characteristic and electrochemical performance from Electrochemical impedance spectroscopy. ....	194

5.1	Valeurs de la taille des cations ( $K^+$ , $Na^+$ , $Li^+$ et $Ca^{2+}$ ), de concentrations et de conductivités ioniques pour différents électrolytes aqueux à 20 °C. ....	214
5.2	Capacités spécifiques de l'électrode composite dans différents électrolytes. ....	219
5.3	Valeurs calculées de $R_s$ , $R_{tc}$ , $C_{dl}$ et $C_s$ à partir des courbes de Nyquist.....	226
5.4	Surfaces spécifiques $S_{BET}$ et volume poreux des films composites. ....	234
5.5	Angles de contact des différents matériaux. ....	246
6.1	Tableau récapitulatif des performances électrochimiques. ....	268
6.2	Angle de contact des différents matériaux.....	273
6.3	Tableau récapitulatif des performances électrochimiques. D'après <sup>16, 166</sup> ....	276

## INTRODUCTION

Le nombre d'individus sur la Terre ne cesse de croître et devrait être de l'ordre de 9,6 milliards d'ici 2050.<sup>1</sup> La forte mobilité des populations, l'industrialisation et la démocratisation des nouvelles technologies (électronique, outils portables, électroménagers, etc.) entraînent une forte augmentation de la demande en énergie. La majeure partie de la production énergétique repose sur l'utilisation de combustibles fossiles responsables d'émissions importantes de gaz à effet de serre, notamment de ressources limitées telles que le pétrole. Bien que considérée comme accessible économiquement, l'utilisation de ces ressources fossiles a un coût caché. Selon un rapport réalisé par les chercheurs du Fonds Monétaire International (FMI), les subventions mondiales accordées aux énergies fossiles atteignent environ 5300 G\$ par année.<sup>2</sup> Le montant de ces subventions a été calculé à partir du manque à gagner, entre le prix payé par les consommateurs et les coûts associés à ces énergies. En effet, la facture des dommages créés par l'utilisation des énergies fossiles (pollution atmosphérique, problèmes de santé, accidents routiers ou réchauffement climatique) est assumée par les gouvernements. Les deux éléments qui exigent le plus de subventions sont la pollution atmosphérique locale (46 %) et le réchauffement climatique (22,3 %).

À la fin du XIX<sup>e</sup> siècle, Arrhenius avait établi un lien entre la concentration en dioxyde de carbone atmosphérique et la température à la surface de la planète.<sup>3</sup> Selon lui, l'augmentation de la concentration moyenne en CO<sub>2</sub> aurait eu pour effet une augmentation globale de la température de 4 °C. Plus tard, le lien entre concentration en CO<sub>2</sub> et température à la surface de la Terre a été étendu à d'autres gaz. Il s'agit par exemple du méthane, de l'hexafluorure de soufre, des hydrocarbures

ou encore des chlorofluorocarbones (CFC). Les gaz à effet de serre (GES) sont pour la plupart présents à l'état naturel, tandis que d'autres sont artificiels. Perméables au rayonnement solaire, ils absorbent le rayonnement énergétique terrestre (qui se situe dans l'infrarouge). L'énergie captée est réémise sous forme de chaleur, contribuant à l'accroissement global de la température sur Terre.

Le climat sur Terre change de toute évidence. Le Groupe d'experts Intergouvernemental sur l'Évolution du Climat (GIEC) se penche sur la problématique depuis plusieurs années déjà. À l'échelle mondiale, d'après le GIEC, les activités humaines entraînent une évolution plus rapide que la normale de la température de la planète. D'ici la fin du XXI<sup>e</sup> siècle, il devrait y avoir une hausse des températures de 1,8 à 4 °C, et qui pourrait atteindre 6,4 °C dans le pire des scénarios. Vraisemblablement, à chaque catastrophe majeure, la part du changement climatique investit le champ des discussions (ex. cyclone Nargis en 2008, tempête Xynthia en 2010 et cyclone Pam en 2015). Au Canada par exemple, des hausses de température, un changement de la configuration des pluies et la progression de certains types de conditions météorologiques dangereuses, telles que les vagues de chaleur sont enregistrés. D'autre part, les prédictions du GIEC stipulent qu'une émission égale ou supérieure en GES entraînerait une augmentation de l'insécurité alimentaire, des problèmes sanitaires, des inondations, des érosions, des conflits et une diminution de l'accès à l'eau pour l'agriculture.

Pour ces diverses raisons, le protocole de Kyoto a vu le jour en 1997. Entré en vigueur en 2005, c'est un accord international visant à la réduction de 5 % des GES par les différents états signataires entre 2008 et 2012.<sup>4</sup> Le nombre de 184 signataires parmi les 193 états membres de l'Organisation des Nations Unies (ONU) en 2009 traduit son importance. Afin de respecter les ordonnances du protocole de Kyoto, les pouvoirs publics ont établi des plans d'action qui comprennent l'augmentation de l'utilisation des énergies renouvelables *versus* les combustibles fossiles et une



réduction des GES dans le domaine des transports. Par contre, il est important de noter que certaines ressources renouvelables, comme le vent ou le solaire, sont intermittentes par nature et nécessitent d'être stockées.

Au Canada, les sources d'énergies renouvelables représentent environ 16,9 % de l'approvisionnement en énergie primaire totale. L'hydroélectricité y est la principale source et est responsable d'environ 63 % de la production en électricité.<sup>5</sup> Avec plus de 40 % des réserves d'eau du Canada, le Québec produisait plus de 96 % de son électricité à partir des barrages hydroélectriques en 2011.<sup>6</sup> Parallèlement, le domaine des transports est responsable de 44 % des émissions de GES au Québec. Pour réduire les émissions en GES, l'électricité pourra, à terme, remplacer une part importante du pétrole utilisé sur les routes. En 2013, une stratégie pour l'électrification des transports terrestres<sup>7</sup> a vu le jour pour l'horizon 2017, et devrait avoir un impact marqué sur le bilan environnemental du Québec et des marchés voisins.

Les besoins en énergie sont à l'origine de l'augmentation des recherches scientifiques sur le stockage électrochimique de l'énergie au cours des 30 dernières années. Il s'agit principalement du développement de nouvelles technologies ou de nouveaux matériaux dans le domaine des batteries et des supercondensateurs électrochimiques. Les supercondensateurs électrochimiques représentent une classe émergente de système de stockage de l'énergie, dont les performances caractéristiques devraient être complémentaires aux batteries en terme de puissance et aux condensateurs classiques en terme d'énergie. Ils sont utilisés dans diverses applications nécessitant des pics de puissance (ex. véhicules équipés de systèmes Stop & Start, train à supercondensateur et sauvegarde de mémoire). Lorsqu'ils sont combinés dans un système hybride avec des composants de grande densité d'énergie tels que les batteries et les piles à combustible, ils vont permettre d'augmenter leur durée de vie.

Actuellement, parmi les différents types de supercondensateurs électrochimiques, ceux dont les électrodes sont à base de carbones activés, appelés condensateurs à double couche électrochimique (electrical double-layer capacitor, EDLC), sont les systèmes les plus aboutis et peuvent délivrer une tension de cellule allant jusqu'à 2,7 V en milieu organique.<sup>8</sup> Depuis une vingtaine d'années, de nombreux matériaux d'électrodes à base d'oxydes de métaux de transition suscitent l'intérêt des chercheurs dans le domaine des supercondensateurs électrochimiques.<sup>8-9</sup> Ces matériaux s'avèrent être plus effectifs en électrolyte aqueux et l'augmentation correspondante à la capacité de stockage de charges peut compenser la limitation associée à la fenêtre de travail en électrolyte aqueux (1,23 V). Ainsi, ces nouveaux systèmes vont être compétitifs aux EDLCs, mais avec l'avantage d'utiliser un électrolyte respectueux de l'environnement.<sup>9</sup> En raison de son faible coût, son caractère bénin pour l'environnement et sa grande capacité théorique ( $1233 \text{ F g}^{-1}$ ), le dioxyde de manganèse ( $\text{MnO}_2$ ) est un matériau prometteur pour ce type d'applications.<sup>10-11</sup> Par contre, la fenêtre de stabilité d'une électrode à base de  $\text{MnO}_2$  va être limitée positivement par la réaction d'évolution de l'oxygène, et du côté négatif par une réduction irréversible de Mn (IV) en Mn (III) suivi d'une dissolution en Mn (II). Ces processus vont donc restreindre la tension de cellule du système symétrique  $\text{MnO}_2/\text{MnO}_2$  à 0,9 V. Les densités d'énergie obtenues seront non compétitives à l'état de l'art des EDLCs actuels. C'est dans ce contexte qu'une nouvelle classe de supercondensateurs électrochimiques a vu le jour. Elle repose sur la combinaison asymétrique d'une électrode positive à base de dioxyde de manganèse et d'une électrode négative de carbone.<sup>10</sup> Cette combinaison va permettre à la fois d'augmenter la capacité du système à l'électrode positive tout en maintenant une réponse rapide en charge et décharge à l'électrode négative. Par ailleurs, la haute surtension des deux électrodes pour les réactions d'évolution de  $\text{H}_2$  et  $\text{O}_2$  va permettre d'élargir la tension de cellule à 2 V.

En pratique, les performances de l'électrode positive restent en dessous des espérances. Expérimentalement, la faible utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$  de l'ordre de 10 à 20 % de sa capacité théorique est associée à la mauvaise conductivité intrinsèque, tant électronique qu'ionique, de l'oxyde de manganèse.<sup>12-16</sup> Néanmoins, il est possible d'atteindre des valeurs de capacité allant jusqu'à  $700 \text{ F g}^{-1}$  par masse de matière active, dans le cas de films minces, ou encore pour de très faibles proportions de  $\text{MnO}_2$  déposées sur un substrat conducteur.<sup>9, 17</sup> De plus, plusieurs auteurs reportent différentes approches pour tenter d'améliorer les performances électrochimiques de l'électrode positive par ajout d'additifs conducteurs (ex. carbones, polymères, ou encore d'oxydes mixtes).<sup>9, 12, 18-23</sup> Malgré les différentes stratégies proposées, les résultats obtenus ne font pas état d'une amélioration considérable des performances.

Cette thèse vise en premier lieu à la compréhension des effets sur la morphologie et les propriétés électrochimiques de l'électrode positive, résultants de la contribution des constituants utilisés dans la formulation de cette dernière. À posteriori, il s'agira de proposer et développer de nouvelles stratégies pour augmenter la capacité des électrodes à base de dioxyde de manganèse pour les supercondensateurs asymétriques carbone/ $\text{MnO}_2$ . Ce manuscrit de thèse se décompose en six chapitres et est rédigé sous la forme d'une thèse par articles.

Le chapitre I fera un rappel sur les différents systèmes de stockage électrochimique de l'énergie et présentera le principe de fonctionnement des supercondensateurs asymétriques. Dans une deuxième partie, nous nous attarderons sur l'état de l'art des électrodes à base de  $\text{MnO}_2$ . Les approches que nous avons choisies seront ensuite regroupées sous la forme de quatre chapitres, dont trois qui regrouperont les différents articles.

Le chapitre II traite de l'effet des additifs conducteurs à base de carbone sur les propriétés d'une électrode composite préparée par mélange mécanique. L'effet de

la formulation sur les caractéristiques morphologiques, structurales et les performances électrochimiques des électrodes composites  $\text{MnO}_2$ -carbone-polytétrafluoroéthylène (PTFE) sera discuté au travers du premier article et des résultats complémentaires.

Le chapitre III s'intéresse à la préparation d'électrodes à partir de poudres nanocomposites obtenues par réduction spontanée de  $\text{KMnO}_4$  en présence de carbone. L'effet de cette approche synthétique sur les propriétés physiques de l'électrode a été étudié à l'aide de l'imagerie Raman. D'autre part, l'intérêt de ce type de combinaison sera discuté et les performances électrochimiques seront comparées à celle d'une électrode composite préparée par mélange mécanique.

Le chapitre IV présente l'effet de la taille de particules amorphes sphériques et monodisperses de  $\text{MnO}_2$ . Trois tailles de particules ont été étudiées et comparées à une synthèse de  $\text{MnO}_2$  donnant lieu à une large distribution de taille et de forme de particules. L'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$  a été étudiée par les techniques de voltamétrie cyclique et de spectroscopie d'impédance électrochimique.

Le chapitre V discute les différentes approches visant à améliorer l'accessibilité de l'électrolyte dans le matériau d'électrode et de leur effet sur les performances électrochimiques. De plus, une dernière approche traite de l'enrobage de particules sphériques de  $\text{MnO}_2$  par un revêtement à base de carbone. L'effet de cette modification sur les propriétés structurales de l'oxyde métallique sera également examiné.

Dans le dernier chapitre, nous nous efforcerons d'analyser de façon générale l'ensemble des résultats présentés dans cette thèse. La méthodologie employée pour la préparation d'électrodes composites à base de dioxyde de manganèse et les voies choisies afin d'améliorer les propriétés physiques de l'oxyde métallique seront discutées.

Enfin, une conclusion générale sera apportée à cette thèse.

## CHAPITRE I

### BIBLIOGRAPHIE-ÉTAT DE L'ART

#### 1.1 Intérêt des supercondensateurs électrochimiques

##### 1.1.1 Le stockage électrochimique de l'énergie

L'électrochimie peut être divisée en deux sections principales. D'une part l'ionique qui s'intéresse à l'étude des solutions électrolytiques (propriétés thermodynamiques et transport de masse). D'autre part, l'électrodique qui concerne les équilibres ainsi que les vitesses de réaction à l'interface électrode/électrolyte. Le concept du stockage électrochimique de l'énergie va s'inscrire dans le second volet. Par définition, le stockage électrochimique de l'énergie est un moyen de conserver l'énergie électrique sous forme chimique réversible. Du fait que l'énergie électrique et chimique partage l'électron comme vecteur commun, les pertes liées à la conversion de l'énergie d'une forme à une autre vont être limitées.

##### 1.1.2 Énergie et puissance spécifique

L'énergie et la puissance spécifique sont les caractéristiques principales qui permettent de classer les dispositifs de stockage électrochimiques. L'énergie spécifique en Wh kg<sup>-1</sup> est définie par :

$$E = \frac{Q}{m} U \quad (1.1)$$

avec la charge stockée  $Q$  (mAh ou C), la tension  $U$  (V) et la masse du dispositif  $m$  (kg).

La puissance spécifique en  $\text{W kg}^{-1}$ , peut s'écrire sous la forme de l'énergie spécifique que divise le temps de décharge du dispositif.

$$P = \frac{E}{t_{\text{décharge}}} \quad (1.2)$$

### 1.1.3 Dispositifs de stockage de l'énergie

Le diagramme de Ragone (*cf.* figure 1.1) regroupe et compare les dispositifs de stockage électrochimique de l'énergie. Il trace la puissance spécifique ( $\text{W kg}^{-1}$ ) en fonction de l'énergie spécifique ( $\text{Wh kg}^{-1}$ ). En analogie à un véhicule électrique, l'énergie spécifique représente la quantité de charges stockée par le système, et va être associée à son autonomie. La puissance spécifique, quant à elle, représente la vitesse à laquelle cette énergie va être délivrée ; pour les phases d'accélération par exemple (*cf.* figure 1.1). Bien que les processus de stockage des charges mis en jeu dans ces dispositifs soient différents, leur constitution reste identique. Deux électrodes (électrode positive et électrode négative) sont séparées par un isolant perméable aux ions, en présence d'électrolyte. Les piles à combustible et les batteries possèdent une grande densité d'énergie, mais une faible densité de puissance. À l'extrémité gauche de ce diagramme, on retrouve les condensateurs diélectriques qui sont essentiellement caractérisés par des puissances spécifiques élevées. Les supercondensateurs électrochimiques se placent, aussi bien en termes de puissance que d'énergie, entre les condensateurs et les batteries. Par conséquent, ces systèmes sont destinés à des applications de puissance qui nécessitent une densité d'énergie élevée. Le tableau 1.1 donne une comparaison des principales caractéristiques des supercondensateurs électrochimiques, des condensateurs et des batteries.



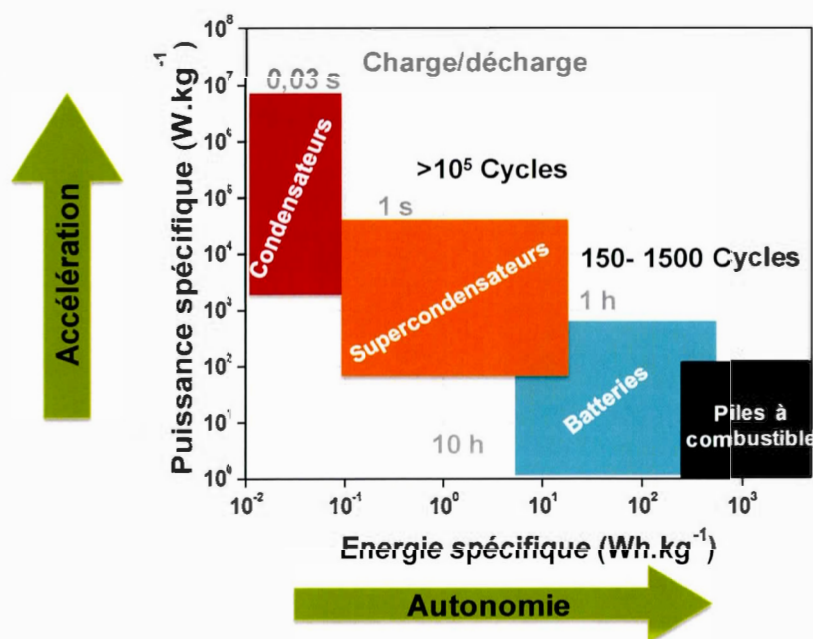


Figure 1.1 Diagramme de Ragone pour les dispositifs de stockage électrochimique de l'énergie. D'après<sup>8</sup>.

Tableau 1.1 Principales caractéristiques des condensateurs, des supercondensateurs et des batteries. D'après<sup>24</sup>.

Caractéristiques	Condensateurs	Supercondensateurs	Batteries Li-ion
Énergie spécifique ( $\text{Wh kg}^{-1}$ )	$< 0,1$	$5 - 10$	$100 - 150$
Puissance spécifique ( $\text{kW kg}^{-1}$ )	$1 - 100$	$5 - 10$	$< 1$
Durée de vie (cycles)	$> 10^6$	$> 10^6$	$< 5000$
Temps de décharge	$10^{-6} - 10^{-3} \text{ s}$	$1 \text{ s}$	$3-5 \text{ min}$
Temps de charge	$10^{-6} - 10^{-3} \text{ s}$	$1 \text{ s}$	$> 6 \text{ min}$



#### 1.1.4 Historique et applications des supercondensateurs électrochimiques

Au XVIII<sup>e</sup> siècle, l'électricité statique est sujette à de multiples expérimentations. Pieter Van Musschenbroek, physicien hollandais, fut le premier à créer un condensateur électrolytique en essayant de « piéger l'électricité ».<sup>25</sup> Dans une lettre écrite à l'Académie des Sciences de Paris en 1746, il y fait mention de son expérience. Il tenta d'électriser une solution aqueuse électrolytique contenue dans une bouteille en verre, en y plongeant un fil de laiton relié à un générateur électrostatique. Une fois la bouteille chargée, Musschenbroek veut retirer le fil de laiton, c'est alors qu'il reçoit une intense décharge électrique. La bouteille de Leyde a donc « condensé » de l'électricité. Elle est l'ancêtre des condensateurs.

Un condensateur est un composant électrique constitué de deux armatures conductrices (électrodes) séparées par un diélectrique. Il va être capable de stocker des charges électriques de signes opposés sur ses armatures.

Analogiquement aux condensateurs classiques, un supercondensateur électrochimique va stocker les charges à l'interface électrode/électrolyte. C'est en 1966 que la Standard Oil Company of Ohio (SOHIO) inventa le supercondensateur dans le format connu de nos jours, à la suite duquel la publication de nombreux brevets et articles suivit.<sup>24</sup> En 1978, sous la licence de SOHIO, NEC commercialisa avec succès les premiers supercondensateurs sous le nom de SuperCapacitor<sup>TM</sup>. À partir de 1980, plusieurs entreprises se lancèrent dans la production de supercondensateurs qui évoluèrent au travers de nombreuses générations. Initialement, la puissance des supercondensateurs fut utilisée en soutien aux semiconducteurs (CMOS)<sup>24</sup> pour la sauvegarde de mémoire des ordinateurs (Gold Capacitor, Panasonic, 1980).<sup>26</sup>

Au cours des 40 dernières années, les supercondensateurs électrochimiques ont démontré leur intérêt dans divers secteurs pour des besoins principalement en puissance. Dans le domaine des transports terrestres, les applications envisagées pour

les supercondensateurs électrochimiques regroupent : l'automobile, le transport collectif urbain et ferroviaire. Et plus récemment, le transport naval. Sur le segment de l'automobile hybride, la technologie des supercondensateurs va être complémentaire à celle des batteries. Ils vont répondre aux appels de puissance tandis que les batteries assurent la demande en énergie. Dans les transports collectifs par exemple, les supercondensateurs permettent d'améliorer le rendement énergétique des bus, tramways et métros en permettant la récupération de l'énergie lors du freinage (cf. figure 1.2).

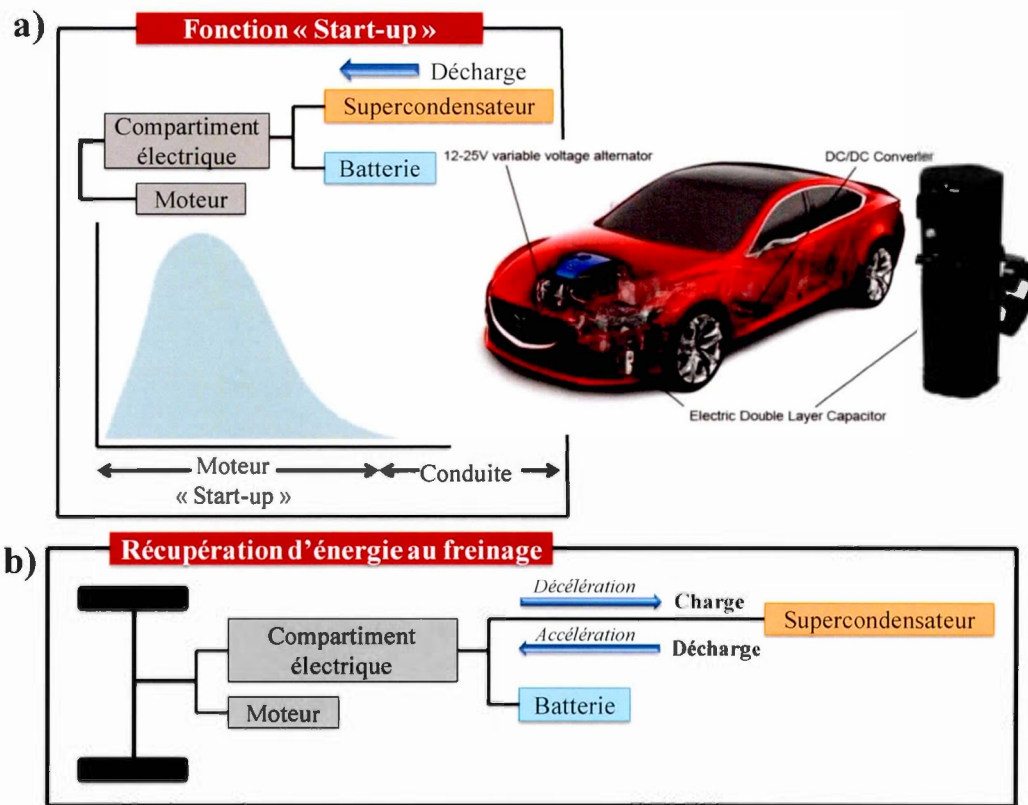
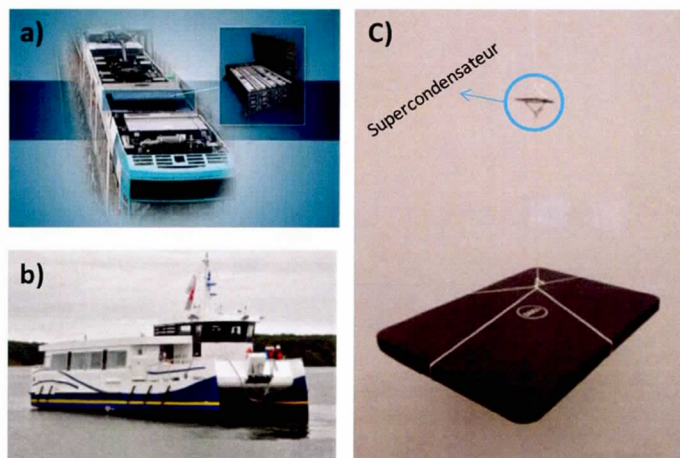


Figure 1.2 Principe de fonctionnement a) démarrage d'un véhicule hybride à partir de supercondensateur et b) récupération de l'énergie au freinage. D'après<sup>27</sup>.

Le système SITRAS® SES, développé par les ingénieurs de Siemens, utilisé dans les sous-stations du réseau d'alimentation, a permis d'effectuer des économies de plus de 30 % dans les villes de Dresde et de Portland en 2002.<sup>28</sup> Il permet la stabilisation du réseau d'alimentation électrique, en fournissant localement des pics de puissance réclamés lors de la phase de démarrage des trams. En 2003, le groupe Bombardier a quant à lui développé le système de récupération MITRAC pour les transports collectifs légers, dont le stokeur peut être directement placé sur le véhicule (*cf.* figure 1.3).<sup>29</sup> Récemment, en raison de leur taille et leur durée de vie quasi illimitée, les supercondensateurs pourront désormais être partie intégrante des composants d'un appareil électrique ou encore un véhicule. « Le supercondensateur structurel » permettrait de stocker l'énergie directement dans les matériaux de structure, leur permettant de fournir de l'énergie à long terme, tout en survivant aux contraintes mécaniques de la vie réelle qu'ils subiront.<sup>30</sup> On peut donc imaginer, utiliser un téléphone mobile entièrement alimenté par son boîtier, ou encore une voiture électrique qui tire son énergie stockée dans son châssis.



**Figure 1.3 Exemples d'applications de supercondensateurs a) Tramway équipé du système MITRAC<sup>29</sup>, b) Bateau électrique à base de supercondensateurs<sup>31</sup> et c) Supercondensateur structurel à base de silice résistant au poids d'un ordinateur<sup>30</sup>.**

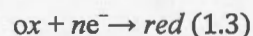
Différents processus électrochimiques peuvent être mis en jeu pour le stockage électrochimique de l'énergie. Selon la nature du dispositif (ex. batterie, condensateur diélectrique ou supercondensateur électrochimique) le stockage pourra être faradique, capacitif ou pseudocapacitif. Les performances vont directement dépendre du comportement électrochimique à l'interface électrode/électrolyte.

## 1.2 Types de supercondensateurs électrochimiques

### 1.2.1 Processus de stockage électrochimique des charges

#### 1.2.1.1 Stockage faradique

Principalement utilisé comme processus de stockage des charges dans les batteries, il repose sur des réactions d'oxydoréduction. Ces réactions mettent en jeu un transfert électronique entre une espèce oxydée et une espèce réduite se traduisant par un changement du degré d'oxydation.



Ce sont des phénomènes de volume. La transformation chimique va avoir lieu sur l'ensemble du matériau. Ce qui implique de grandes densités d'énergie. Pour ces matériaux, il est possible de déterminer théoriquement la quantité de charges stockée  $Q$ . Elle dépend uniquement du nombre d'électrons échangés au cours de la transformation chimique et de la masse du matériau.

$$Q = \frac{n \times F}{3,6 \times M_{ox}} \quad (1.4)$$

avec,  $n$  le nombre d'électrons,  $F$  la constante de Faraday =  $96485 \text{ C mol}^{-1}$ , et  $M_{ox}$  la masse molaire de la forme oxydée du matériau d'électrode. La figure 1.4 représente l'évolution du potentiel en fonction de la charge dans le cas d'un stockage faradique

idéal. Le potentiel est tracé en fonction de la charge et l'aire sous la courbe donne la valeur de l'énergie stockée.

$$E = \int U dQ = UQ \quad (1.5)$$

avec  $Q$ , la charge stockée en (mA h) et  $U$ , le potentiel appliqué en (V). La figure 1.4b donne le voltamogramme typique d'une électrode faradique. Il s'agit de la réaction d'oxydoréduction de l'oxyde de nickel, qui se traduit par l'apparition de vagues anodique et cathodique.

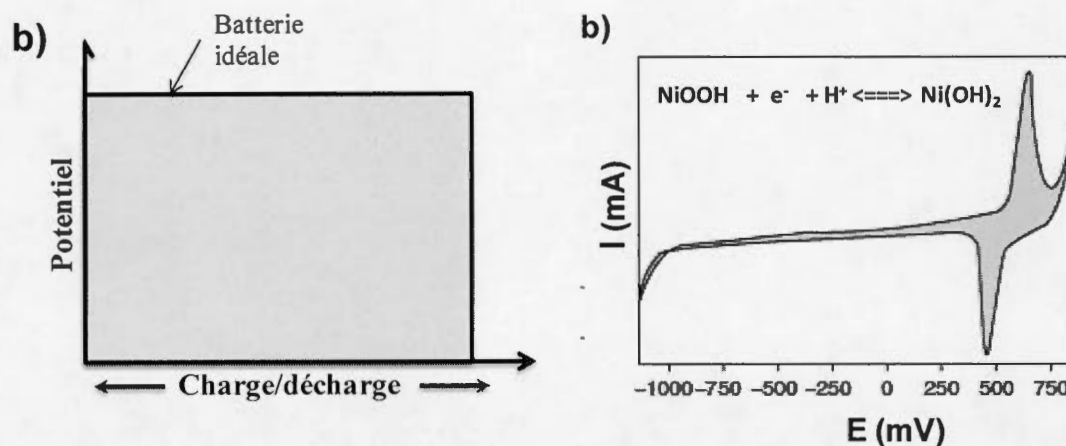


Figure 1.4 a) Évolution du potentiel en fonction de la charge pour un comportement faradique idéal et b) voltamétrie cyclique de Ni(OH)<sub>2</sub>/NiOOH.

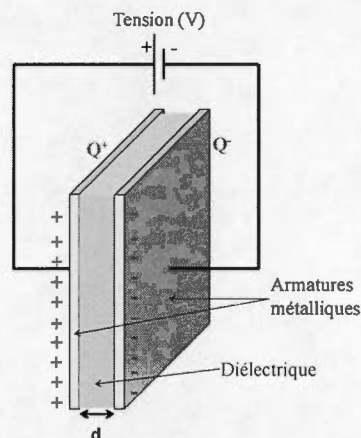


### 1.2.1.2 Stockage capacitif

Il s'agit du processus électrostatique de stockage des charges. Il est à l'origine du stockage de l'énergie dans les condensateurs diélectriques. Contrairement au stockage faradique, le stockage capacitif n'intervient qu'à la surface des électrodes et n'implique aucune transformation chimique du matériau. Ce phénomène est donc rapide et entièrement réversible. La capacité est la caractéristique principale d'un condensateur. Un condensateur diélectrique (plan) est constitué de deux armatures métalliques (électrodes) séparées par un isolant (*cf.* figure 1.5). La capacité représente la quantité de charges stockée  $Q$  à l'interface entre les deux électrodes lorsqu'une différence de potentiel  $\Delta U$  est appliquée. La capacité du condensateur sera obtenue avec l'équation (1.6). Les charges présentes sur les électrodes du condensateur produisent un champ électrique qui dépend de la tension  $U$  et de la distance entre les deux armatures. La capacité s'exprime en Farad (F) et est donnée par :

$$C = \frac{\epsilon_0 \epsilon_r A}{d} \quad (1.6)$$

avec la permittivité du vide  $\epsilon_0$  ( $\text{F m}^{-1}$ ), la permittivité relative du diélectrique  $\epsilon_r$  ( $\text{F m}^{-1}$ ), la surface des électrodes  $A$  ( $\text{m}^2$ ) et la distance entre deux électrodes  $d$  (m).



**Figure 1.5** Schéma d'un condensateur plan.



Lorsque le stockage est purement capacitif, l'état de charge va dépendre du potentiel appliqué. Pour un comportement capacitif idéal, la charge varie linéairement avec le potentiel (cf. figure 1.6a). La charge  $Q$  stockée par un condensateur diélectrique est calculée (en coulombs) grâce à la formule suivante :

$$Q = CU \quad (1.7)$$

L'énergie  $E$  (en joules) stockée dans un condensateur se calcule alors en intégrant le travail fourni au cours de la charge. L'énergie stockée correspond à l'aire sous la courbe du potentiel en fonction de la charge (cf. figure 1.6a) et est donnée par la relation :

$$E = \int U dQ = \frac{1}{2}QU = \frac{1}{2}CU^2 \quad (1.8)$$

Le voltamogramme cyclique pour un comportement capacitif idéal est rectangulaire. Il n'y a pas de réaction faradique et les phénomènes sont réversibles (cf. figure 1.6b).

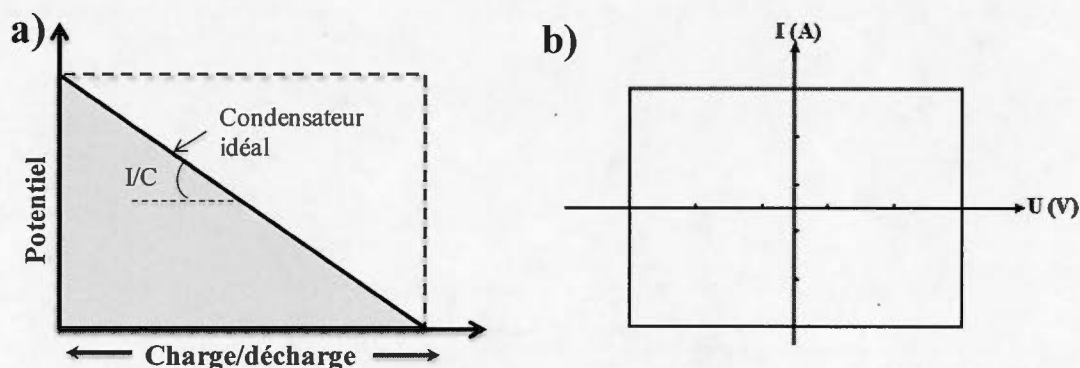


Figure 1.6 a) Évolution du potentiel en fonction de la charge et b) voltamétrie cyclique pour un comportement capacitif idéal.

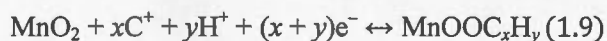
Dans les supercondensateurs électrochimiques, l'énergie va également être stockée de façon électrostatique par la formation d'une « double couche électrochimique » à l'interface électrode/électrolyte. On définit le terme de « supercondensateur », puisque l'énergie stockée par ces derniers va être supérieure de plusieurs ordres de grandeur à celle stockée par un condensateur classique. À l'équilibre thermodynamique, les charges positives et négatives contenues dans une solution électrolytique sont équitablement réparties. L'introduction d'une phase solide, telle qu'une électrode, va rompre localement cet état d'équilibre et ainsi modifier la répartition des espèces ioniques. Les charges proches de l'électrode se réorganisent pour atteindre un nouvel état d'équilibre. L'excès de charge qui en résulte du côté de l'électrolyte est compensé par un excès de charge de signe opposé dans l'électrode, restituant la neutralité électrique de l'interface électrode/électrolyte. Cette séparation de charges à l'interface correspond à la double couche électrochimique. Le matériau de choix pour les électrodes de ces supercondensateurs est le carbone activé (EDLCs, electrical double-layer capacitors).

#### 1.2.1.3 Stockage pseudocapacitif

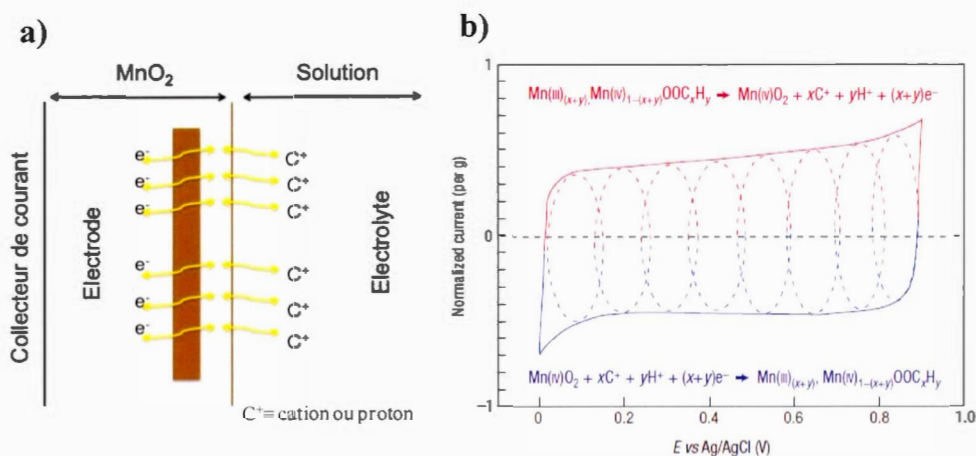
Le terme de « pseudocapacité » fût initialement introduit par Conway pour décrire l'électrosorption d'hydrogène sur une électrode métallique.<sup>32</sup> Il définit la pseudocapacité par analogie à la capacité stockée de façon électrostatique. D'après Conway, la capacité de double couche provient de la dépendance de la charge stockée électrostatiquement avec le potentiel, aux interfaces des électrodes du supercondensateur électrochimique, tandis que la pseudocapacité survient au niveau de la surface des électrodes par un mécanisme complètement différent. Ce mécanisme est d'origine faradique. Il implique le passage de charges au travers de la double couche comme lors de la charge et de la décharge de batteries.<sup>32</sup> Contrairement à une réaction nernstienne, qui a lieu à potentiel constant, la pseudocapacité correspond à

des réactions faradiques pour lesquelles, le transfert de charges, pour des raisons thermodynamiques, dépend du potentiel. Ce sont des réactions survenant à la surface du matériau actif. Elles sont extrêmement rapides et électrochimiquement réversibles.

Les caractéristiques principales des supercondensateurs électrochimiques (forte puissance, haute cyclabilité) limitent le choix des couples oxydant/réducteur présentant ces caractéristiques. Ainsi, dans le domaine des supercondensateurs, la pseudocapacité est le comportement démontré par un matériau d'électrode qui possède la même signature électrochimique que les électrodes capacitives.<sup>33</sup> Plus précisément, une évolution linéaire du potentiel avec la charge et une capacité constante sur la fenêtre de potentiel. Techniquement, les matériaux d'électrodes à base d'oxydes métalliques tels que  $\text{RuO}_2$  ou encore  $\text{MnO}_2$  appartiennent à cette catégorie.<sup>33-34</sup> D'autre part, vu que le stockage de charge dépend du nombre d'électrons échangés dans le cas de la pseudocapacité, il va être possible de stocker plus d'énergie que dans un supercondensateur à double couche électrochimique. La figure 1.7a montre le comportement pseudocapacitif d'une électrode de  $\text{MnO}_2$  à l'interface électrode/électrolyte. Comme mentionné précédemment, le mécanisme de stockage des charges repose sur l'adsorption des cations de l'électrolyte aussi bien que de l'incorporation des protons à la surface du matériau redox ( $\text{MnO}_2$ ).



La figure 1.7b représente le voltamogramme cyclique typique d'une électrode pseudocapacitive dans un électrolyte aqueux. Les rapides réactions successives de transfert de charges entre Mn (IV) et Mn (III) sur une plage de potentiel de 0,9 V vs. Ag/AgCl, vont définir le comportement du voltamogramme lequel est quasi rectangulaire comme celui d'une électrode capacitive (cf. figure 1.7b).



**Figure 1.7** a) Schématisation du comportement pseudocapacitif du dioxyde de manganèse MnO<sub>2</sub> et b) Voltamogramme cyclique schématique du MnO<sub>2</sub> dans K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0,1 M. La partie supérieure (courbe rouge) correspond à l'oxydation du Mn (III) en Mn (IV) et la partie inférieure (courbe bleue) traduit la réduction du Mn (IV) en Mn (III). La forme rectangulaire associée, menant à un stockage pseudocapacitif. D'après<sup>34</sup>.

## 1.2.2 Supercondensateurs à double couche électrochimique (EDLCs)

### 1.2.2.1 Modèles de la double couche électrochimique

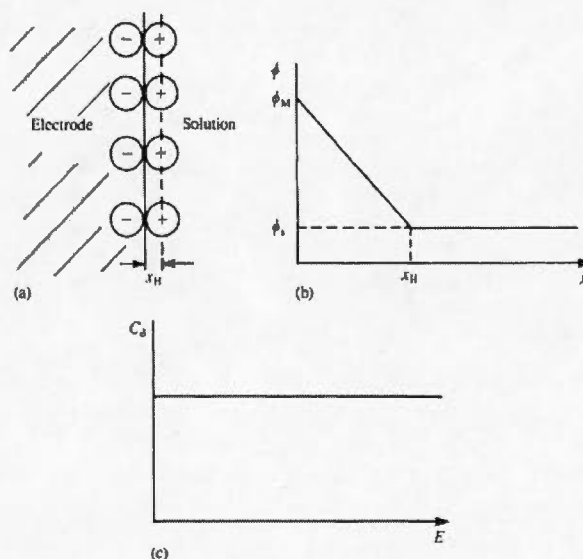
Historiquement, plusieurs modèles ont permis de décrire les phénomènes qui régissent la formation de la double couche électrochimique, en incluant successivement différents facteurs pour mieux refléter sa structure.<sup>35-36</sup>

**Modèle de Helmholtz (1879).**<sup>35-37</sup> Il s'agit du premier modèle tentant d'expliquer la distribution des charges lorsqu'une électrode métallique, idéalement polarisée, est immergée dans une solution électrolytique. Ce modèle est comparable au processus électrostatique survenant dans les condensateurs classiques. À l'instar du condensateur plan, l'excès de charge à la surface de l'électrode métallique va être

compensé par une adsorption des ions de l'électrolyte de charge opposée. Il est donc considéré une électrode imaginaire, de charges opposées, passant par le centre des ions de l'électrolyte adsorbés de façon compacte à l'interface métal/solution (cf. figure 1.8a). De ce fait, la distance  $x_H$  qui correspond à la distance minimale d'approche des charges est le rayon ionique. Par analogie avec les condensateurs classiques, la charge s'exprime par :

$$C_{d,H} = \frac{\epsilon_0 \epsilon_r}{x_H} \quad (1.10)$$

avec  $\epsilon_0$  la permittivité du vide et  $\epsilon_r$  la permittivité de l'électrolyte (qui ne varie pas avec la distance). La variation du potentiel électrostatique à partir du métal vers la solution est linéaire (cf. figure 1.8b). Ce modèle simpliste présente cependant des limites évidentes, car il prédit que la capacité est indépendante du potentiel (cf. figure 1.8c) et qu'il ne tient pas compte des effets de concentration de l'électrolyte.

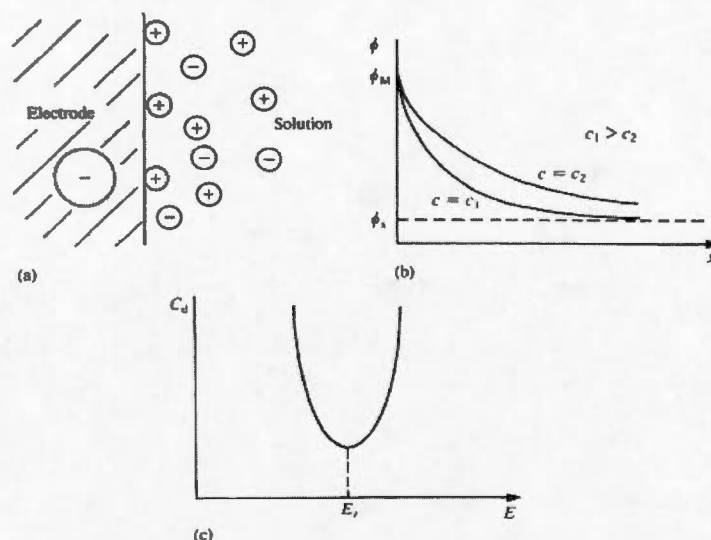


**Figure 1.8** Modèle de la double couche de Helmholtz, a) Compensation électrostatique des charges, b) variation du potentiel électrostatique,  $\phi$ , avec la distance  $x$ , c) variation de la capacité  $C_d$  avec le potentiel. D'après<sup>35</sup>.

*Modèle de Gouy-Chapman (1910-1913).*<sup>35-36, 38-39</sup> Contrairement à Helmholtz, le second modèle de la double couche proposé parallèlement par Gouy et Chapman tient compte de l'influence de la concentration de l'électrolyte et du potentiel appliqué, sur la valeur de la capacité de double couche. Ils ont proposé la formation d'une double couche dite « diffuse » issue de la compétition entre les forces électrostatiques et l'agitation thermique dans l'électrolyte. Ainsi, plus on s'éloigne de la surface de l'électrode, plus l'agitation thermique devient majoritaire, au détriment des forces électrostatiques ; ce qui va entraîner une diminution progressive de la concentration des charges (*cf.* figure 1.9b). Dans ce modèle, l'utilisation combinée de l'équation de distribution d'énergie de Boltzmann et l'équation de Poisson va permettre un traitement mathématique complet de la couche diffuse.<sup>35</sup> Par ailleurs, le modèle de Gouy-Chapman prédit qu'une augmentation de la concentration de l'électrolyte ou un écart de potentiel par rapport au potentiel de charge nulle va entraîner une diminution de l'épaisseur de la couche diffuse et donc une augmentation de la capacité (*cf.* figure 1.9c).

Cependant dans ce modèle, les ions en solution sont considérés comme des charges ponctuelles pouvant se rapprocher à une distance infiniment petite de la surface de l'électrode. Il va en résulter une importante surestimation de la capacité, pour des polarisations élevées. Ce modèle ne sera valide que proche du potentiel de charge nulle  $E_z$ .<sup>35</sup>

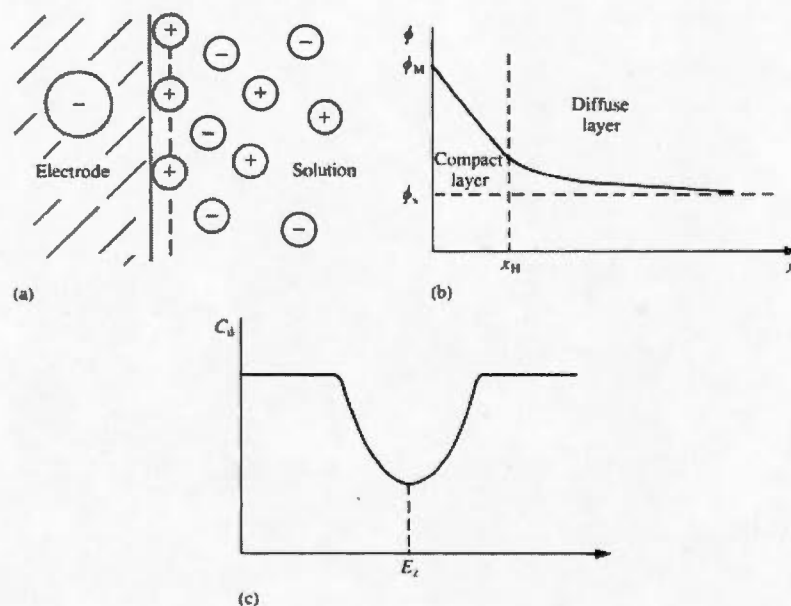




**Figure 1.9** Modèle de la double couche de Gouy-Chapman, a) Distribution des ions dans la couche diffuse, b) variation du potentiel électrostatique avec la concentration, c) variation de la capacité  $C_d$  avec le potentiel, montrant un minimum au point de charge nulle  $E_z$ . D'après<sup>35</sup>.

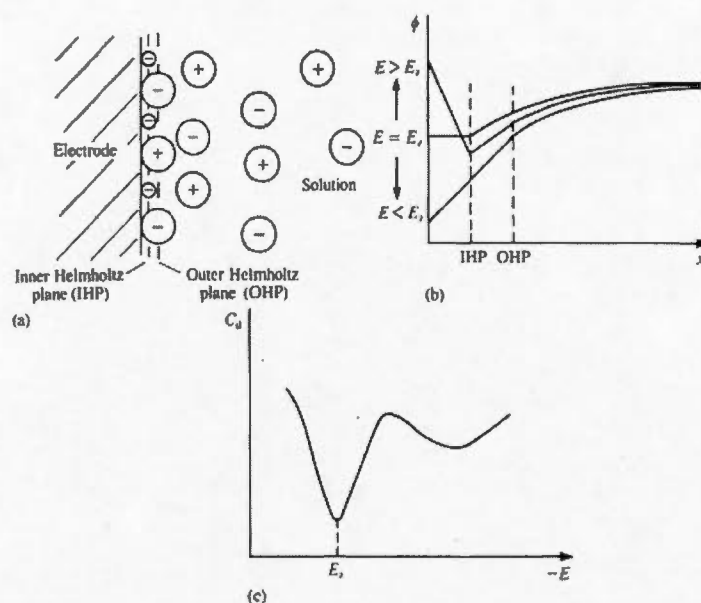
**Modèle de Stern (1924).**<sup>35-36, 40</sup> Stern réunit les deux modèles précédents en tenant compte du modèle de Helmholtz pour des valeurs de potentiel éloignées de  $E_z$  et celui de Gouy-Chapman pour celles proches de  $E_z$ . Il considère le plan de Stern qui correspond à la distance minimale à laquelle les ions solvatés peuvent s'approcher de l'électrode et qui peut être assimilée à la couche compacte de Helmholtz, et la couche diffuse selon le modèle prédit par Gouy-Chapman, qui se forme au-delà de ce plan (cf. figure 1.10a). Mathématiquement, la capacité de double couche va donc être égale à la somme des deux capacités en série. Avec  $C_H$  qui va correspondre à la capacité de la couche compacte et  $C_{GC}$  à la couche diffuse.

$$\frac{1}{C_d} = \frac{1}{C_H} + \frac{1}{C_{GC}} \quad (1.11)$$



**Figure 1.10** Modèle de Stern de la double couche, a) Distribution des ions dans la couche compacte et la couche diffuse, b) variation du potentiel électrostatique avec la distance, c) variation de la capacité  $C_d$  avec le potentiel. D'après<sup>35</sup>.

**Modèle de Grahame (1947).**<sup>35-36, 41</sup> Dans les trois modèles précédents, l'adsorption des ions à la surface de l'électrode était considérée comme non spécifique. Cependant, des anions désolvatés en particulier peuvent être adsorbés de façon irréversible à la surface de l'électrode.<sup>36</sup> Grahame développe un modèle en trois régions. Il divise la couche de Stern en deux.<sup>41</sup> Le plan interne de Helmholtz (Inner Helmholtz plane ou IHP) qui se constitue de molécules de solvant et qui passe par le centre électrique des espèces adsorbées spécifiquement. Les ions solvatés ne peuvent approcher l'électrode qu'à une certaine distance au-delà de IHP qui va définir le plan externe de Helmholtz (Outer Helmholtz plane ou OHP, figure 1.11a).



**Figure 1.11**      **Modèle de la double couche de Grahame pour une électrode au mercure a) Distribution des ions dans la couche compacte et la couche diffuse, b) variation du potentiel électrostatique avec la distance, c) variation de la capacité  $C_d$  avec le potentiel. D'après<sup>35</sup>.**

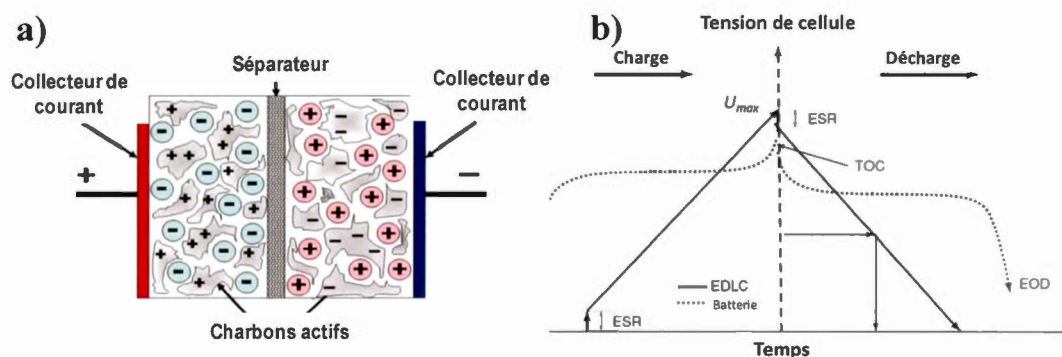
**Modèle de Bockris, Devanathan et Müller (1963).**<sup>35-36, 42</sup> Ce modèle plus récent introduit une dernière composante au modèle de Grahame. Il s'agit ici de l'orientation des molécules de solvant dipolaires spécifiquement adsorbées à la surface des électrodes. Les dipôles du solvant sont orientés selon la nature des charges à la surface de l'électrode où ils forment une couche avec les ions de l'électrolyte spécifiquement adsorbés. D'une certaine manière, ces molécules de solvant peuvent être associées à la première sphère de solvation de l'électrode, si on la considère comme un gros ion en solution. Elles vont correspondre à la couche interne de Helmholtz. La couche externe d'Helmholtz constituée d'ions solvatés adsorbés peut être identifiée comme la seconde sphère de solvation de l'électrode.

Enfin, l'épaisseur de la double couche électrochimique va donc dépendre de la concentration de l'électrolyte et de la taille des ions. Elle est de l'ordre de 5 à 10 Å pour un électrolyte concentré. Pour une électrode plane, la capacité de double couche est égale à 10 voir 20  $\mu\text{F cm}^{-2}$ .<sup>43</sup>

#### 1.2.2.2 Supercondensateur symétrique carbone/carbone

Les supercondensateurs à double couche électrochimique sont des dispositifs capables de délivrer de grandes puissances énergétiques pour les différentes applications énoncées précédemment. Ils sont dotés de deux électrodes de carbone déposées sur un collecteur de courant métallique. En raison de sa grande stabilité chimique et thermique, mais aussi de sa grande conductivité électronique, le carbone activé est le matériau idéal pour ce type de supercondensateurs. La surface spécifique de ces carbones, mesurée par isotherme d'adsorption d'azote à 77 K, est comprise entre 1000 et 2000  $\text{m}^2 \text{g}^{-1}$ .

Les deux électrodes du supercondensateur sont isolées électroniquement par un séparateur polymérique ou cellulosique, et sont immergées dans un électrolyte qui assure la mobilité des ions (*cf.* figure 1.12a). Lorsqu'une différence de potentiel entre les deux électrodes est appliquée, une électrode va se charger négativement par injection d'électrons, tandis que l'autre va se charger positivement par extraction d'électrons. L'excès de charge à la surface des électrodes va être compensé par une adsorption des ions de charge opposée, présents dans l'électrolyte. Les molécules de solvant spécifiquement adsorbé (IHP) faisant office de diélectrique (*cf.* modèle de la double couche de Bockris *et al.*). En théorie, les phénomènes mis en jeu lors du cyclage d'un supercondensateur sont réversibles et n'impliquent donc aucune modification de structure et de composition des matériaux. De ce fait, leur durée de vie est de plusieurs millions de cycles.

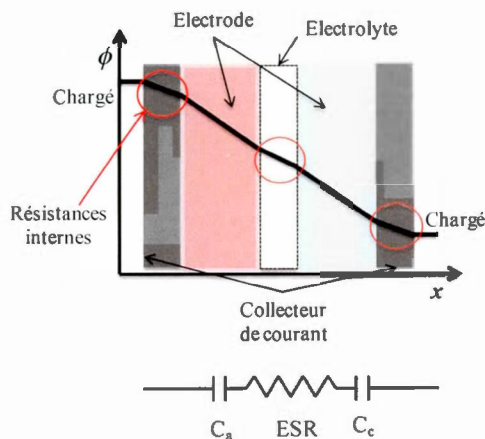


**Figure 1.12 a) Schématisation d'un supercondensateur chargé et b) Comparaison du profil de potentiel entre un EDLC et une batterie. D'après<sup>44</sup>.**

Une différence importante entre les batteries et les supercondensateurs, est que dans le cas des batteries, le potentiel reste constant avec l'évolution de la charge, sauf lorsque l'on approche de 100 % de la charge (TOC, top of the charge) ou alors proche de 0 % (EOD, end of charge) (cf. figure 1.12b).<sup>44</sup> Ces chutes s'expliquent par la dégradation de l'électrolyte, la corrosion des collecteurs de courant ou encore une dénaturation de la surface des électrodes, lors du cyclage en tension.

Comparativement à un stockage capacitif idéal, la charge stockée par les supercondensateurs varie de façon linéaire avec le potentiel. Des chutes de potentiel seront cependant enregistrées au niveau des amenées de courant (collecteurs) et du séparateur. Ces chutes schématisées sur la figure 1.13 correspondent aux résistances électriques internes au niveau des interfaces collecteur de courant/électrode et électrode/électrolyte. La somme de toutes ces résistances est appelée Résistance Série Équivalente (ESR) et contribue à l'abaissement de la tension réellement appliquée aux électrodes et à l'augmentation des dissipations énergétiques.





**Figure 1.13 Représentation du profil de potentiel dans un supercondensateur chargé.**

De façon générale, le dispositif complet va être modélisé comme étant l'association de deux condensateurs en série avec une résistance. La capacité totale exprimée en Farad (F) est donc donnée par :

$$\frac{1}{C_{SC}} = \frac{1}{C_{anode}} + \frac{1}{C_{cathode}} \quad (1.12)$$

L'énergie maximale en Wh kg<sup>-1</sup> dans un supercondensateur va être donnée par :

$$E_{max} = \frac{C_{SC} \times U_{max}^2}{3600 \times 2 \times m} \quad (1.13)$$

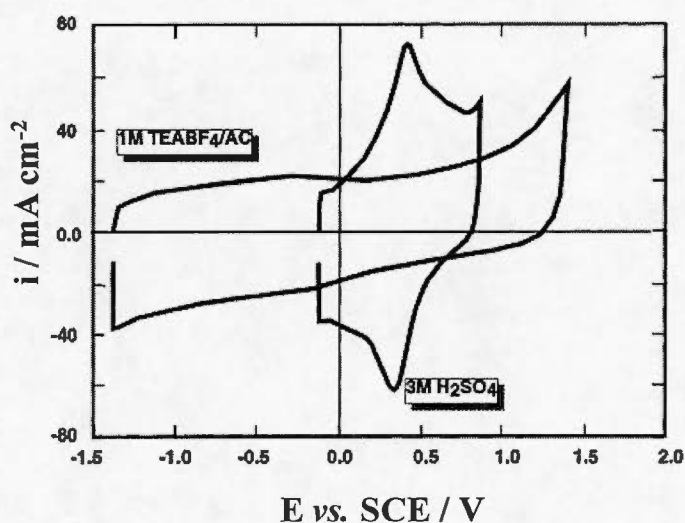
avec la capacité  $C$  en (F), la tension de travail maximale  $U_{max}$  en (V), et  $m$  la masse du dispositif en (kg). La puissance spécifique maximale en W kg<sup>-1</sup> sera, quant à elle, défini par :

$$P_{max} = \frac{U_{max}^2}{4 \times m \times ESR} \quad (1.14)$$



avec la Résistance Série Équivalente (ESR) du système exprimée en ( $\Omega$ ).

La figure 1.14 présente l'allure caractéristique des courbes de voltamétrie cyclique d'une électrode de carbone vitreux activé dans un électrolyte aqueux et non aqueux. Typiquement, pour un comportement capacitif, il est attendu un voltamogramme rectangulaire comme observé en milieu organique (*cf.* figure 1.14), confirmant l'absence de réactions électrochimiques et la réversibilité du système. Cependant, en plus de l'adsorption électrostatique des ions, la présence de groupes fonctionnels sur la surface des carbones activés peut engendrer des interactions avec certains électrolytes. Ainsi, dans 3 M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  il est possible d'observer la présence de pics réversibles (ici centrés à 0,4 V vs. SCE) qui traduisent des réactions de transfert de charge rapide entre la surface et les ions de l'électrolyte (*cf.* figure 1.14). Dans ce cas, il y a une contribution faradique au profil capacitif initial des carbones.



**Figure 1.14** Voltamogrammes cycliques d'une électrode de carbone vitreux activé dans 3 M  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (aq) et 1 M  $\text{TEABF}_4$  dans l'acétonitrile à  $100 \text{ mV s}^{-1}$ . D'après<sup>43</sup>.

La cinétique très rapide de formation de la double couche électrochimique va assurer à ces systèmes une puissance spécifique très élevée. Par ailleurs, puisqu'aucune réaction électrochimique impliquant un changement de phase dans la masse du matériau d'électrode n'a lieu, les supercondensateurs à double couche électrochimique bénéficient d'une cyclabilité de plus de  $10^6$  cycles. Par contre, du fait que la masse du matériau n'est pas impliquée dans le stockage des charges, le stockage capacitif va limiter l'énergie spécifique de ces supercondensateurs à quelques  $\text{Wh kg}^{-1}$ .

D'après l'équation (1.13), l'énergie spécifique d'un supercondensateur dépend directement de la capacité de double couche et de la tension maximale de travail. De ce fait, pour augmenter l'énergie spécifique deux approches sont généralement employées. Il s'agit dans un premier temps d'augmenter la capacité de double couche en maximisant la surface de contact à l'interface électrode/électrolyte. La seconde approche repose sur l'augmentation de la tension maximale de travail.

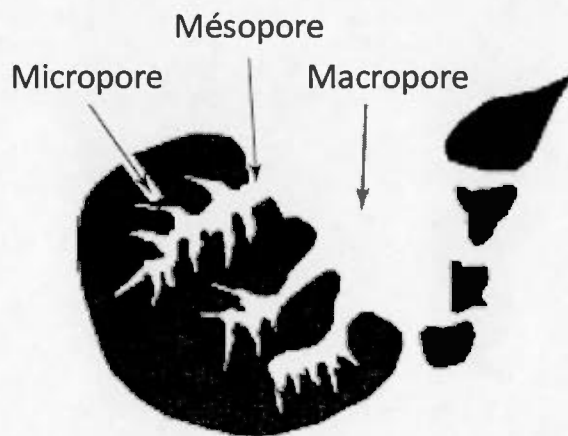
#### 1.2.2.3 Augmentation de la surface spécifique des carbones

À partir de l'équation (1.6), il est fort de constater que pour maximiser la capacité de double couche, il est nécessaire d'augmenter la surface spécifique du matériau d'électrode. En ce qui concerne le carbone, l'augmentation de sa surface spécifique repose sur son « activation ».<sup>45</sup> L'activation consiste en une oxydation par des procédés physiques ou chimiques afin d'augmenter la porosité interne des particules de charbon.<sup>46-47</sup> Il va donc être possible de moduler les propriétés des carbones activés en fonction de la voie de synthèse choisie. Lors de l'activation physique, les matériaux précurseurs de carbones (ex. coquilles de noix de coco et houille) vont être calcinés à des températures de l'ordre de 900 à 1100 °C sous une atmosphère oxydante.<sup>46</sup>

La porosité est développée par le réarrangement structural des pores existants (élargissement) et la création de nouveaux pores lors de l'oxydation du carbone.

L'activation chimique est réalisée par oxydation de précurseurs en présence d'un agent chimique (ex. acide phosphorique, chlorure de zinc et potasse).<sup>47</sup> Les températures de recuit sont dans ce cas plus faibles (de l'ordre de 700 °C). Ce type de procédé permet de développer des micropores et des mésopores tout en gardant partiellement la porosité initiale du précurseur.

Le contrôle des paramètres d'activation entraîne l'obtention d'un réseau de pores de tailles différentes interconnectés (*cf.* figure 1.15). Les carbones activés peuvent atteindre des surfaces spécifiques jusqu'à  $3000 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ . Les carbones activés sont constitués de pores de différentes tailles (*cf.* figure 1.15); les macropores (diamètre  $> 50 \text{ nm}$ ), les mésopores ( $2 \text{ nm} < \text{diamètre} < 50 \text{ nm}$ ) et les micropores (diamètre  $< 2 \text{ nm}$ ).



**Figure 1.15** Schéma illustrant la structure poreuse d'un carbone activé. D'après<sup>45</sup>.

Hypothétiquement, il est attendu que la capacité de double couche augmente de façon proportionnelle avec la surface spécifique du carbone activé (équation 1.6). Bien que certaines études ont montré une évolution de la capacité spécifique avec l'augmentation de la surface spécifique<sup>48-49</sup>, cette relation n'est pas toujours vraie<sup>50-51</sup>. En effet, pour des surfaces spécifiques inférieures à  $1200 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ , la capacité augmente avec l'augmentation de la surface spécifique. À partir de  $1200 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ , un plateau peut être observé et la variation de capacité n'a plus de relation de proportionnalité avec la surface spécifique<sup>50</sup> (cf. figure 1.16). De plus, Shi *et al.*<sup>51-52</sup> ont montré qu'une augmentation simultanée de la surface spécifique et de la taille moyenne des pores n'entraînait pas une augmentation de la capacité spécifique.

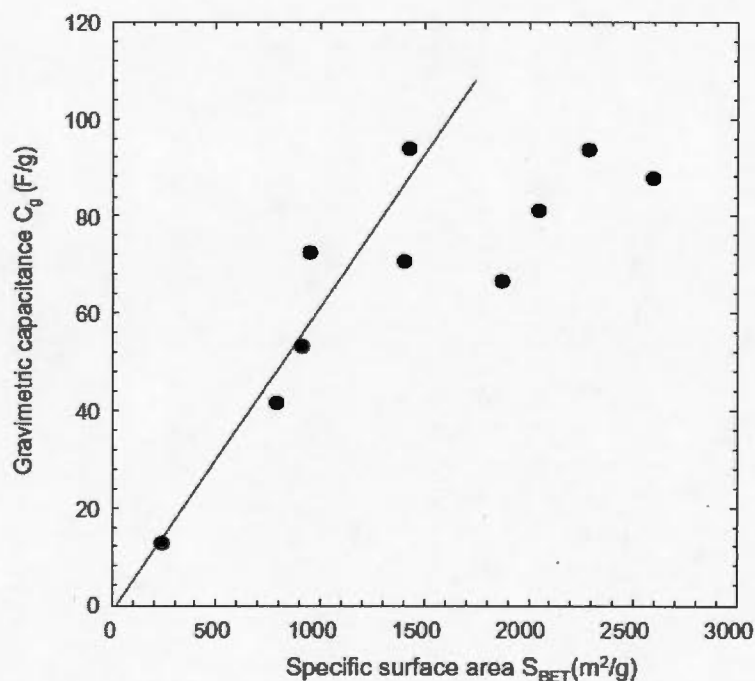
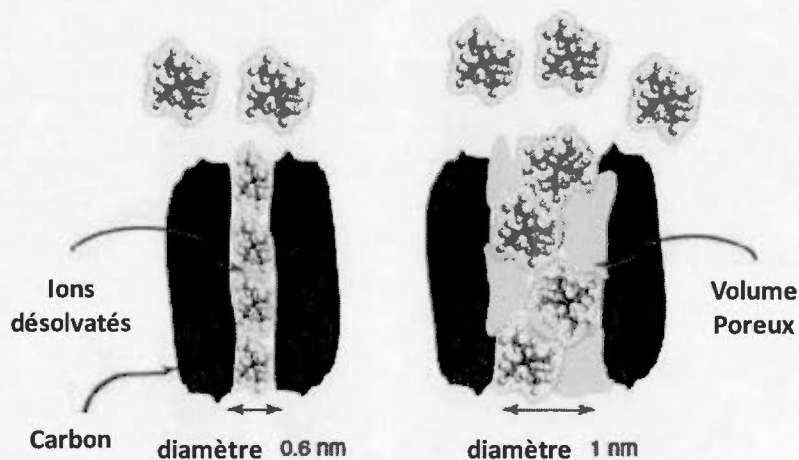


Figure 1.16 Évolution de la capacité gravimétrique avec la surface spécifique mesurée par BET. D'après<sup>50</sup>.

Bien qu'il n'y ait pas de réelle corrélation entre la surface spécifique et les valeurs de capacité, l'augmentation de la capacité est tout de même liée à la distribution des pores.<sup>51-52</sup> En effet, plusieurs études<sup>53-54</sup> se sont intéressées à la contribution des mésopores et des ultramicropores dans la capacité spécifique. Il a été observé que la capacité de double couche est essentiellement due à l'adsorption des ions de l'électrolyte dans les mésopores. Mais, les micropores vont également contribuer à la capacité.<sup>53</sup> Dans les électrolytes aqueux, l'adsorption des ions dans les pores inférieurs à 0,7 nm passe par une déformation de leur sphère de solvation, ce qui conduit à des conductivités ioniques beaucoup plus faibles que dans les micropores.<sup>53</sup> Salitra *et al.*<sup>55</sup> se sont intéressés à la corrélation entre la taille des pores mesurée par BET et l'accessibilité dans ces pores, d'ions positifs ou négatifs d'électrolytes aqueux et organiques. D'après eux, la déformation de la sphère de solvation lors de l'accès des ions dans les pores dépend de la nature de l'ion et du solvant. D'autre part, l'interconnexion entre les mésopores et les micropores semble être nécessaire afin d'assurer le transport des ions vers les micropores.<sup>56</sup>



**Figure 1.17** Représentation de l'accès des ions dans les micropores. D'après<sup>45</sup>.



Plus tard, deux groupes de recherche<sup>57-58</sup> ont observé une augmentation significative de la capacité spécifique dans les micropores, au sein desquels la sphère de solvation était hautement déformée, voire partiellement dégradée.<sup>57</sup> De plus, la perte de la couche de solvation favorise une plus petite distance de séparation des charges entre le centre des ions et la paroi des pores, ce qui conduit à une large augmentation de la capacité.<sup>57-60</sup> Cependant, lorsque la taille des pores devient plus petite que la taille critique des ions (ions non solvatés), l'accès des ions dans ces pores devient limité<sup>57, 61-62</sup>, et additionnellement, le transport des ions à l'intérieur de ces pores devient faible. En 2010, une étude révéla un effet significatif de la tortuosité des pores qui ralentit le transport des ions à l'intérieur des mésopores.<sup>63</sup>

Enfin, un dernier paramètre à prendre en compte dans l'augmentation de la capacité spécifique au niveau des carbones activés est leur propriété de surface. L'effet positif de la mouillabilité de la surface du carbone a été également discuté dans de nombreuses publications.<sup>64-66</sup> Améliorer la mouillabilité augmente communément la vitesse de charge et décharge, et permet l'obtention de valeurs de capacité spécifique plus grande. De plus, les défauts (tels que la présence de groupements fonctionnels) au niveau de la surface de carbone vont interagir avec la sphère de solvation des ions, réduisant ainsi la distance de séparation moyenne à l'interface carbone/ion, et donc entraîner une augmentation de la capacité spécifique.<sup>67-68</sup>

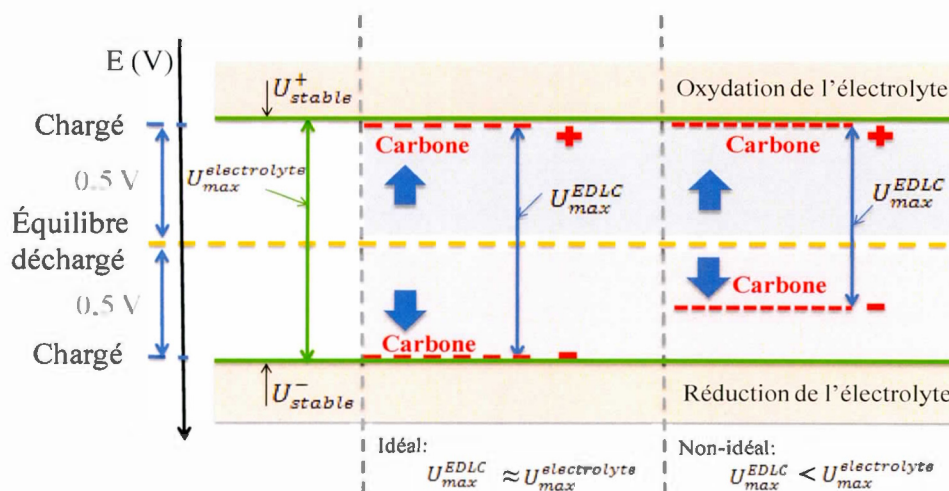
#### 1.2.2.4 Augmentation de la tension de cellule des EDLCs

**Effet de la tension maximale de travail sur les performances des EDLCs :** Pour maximiser l'énergie des EDLCs, il est nécessaire que les deux électrodes possèdent une charge utilisable identique. Il sera ainsi possible d'exploiter la tension maximale de travail ( $U_{\max}$ ) associée au supercondensateur. D'après les équations (1.13) et (1.14),  $U_{\max}$  va limiter à la fois l'énergie spécifique et la puissance spécifique.



Généralement, la tension  $U_{\max}$  est déterminée par la fenêtre de stabilité en potentiel de l'électrolyte, avec  $U_{\text{stable}}^-$  le mur du solvant le plus bas et  $U_{\text{stable}}^+$  pour le potentiel le plus élevé. Par contre, la présence d'impuretés ou de groupements fonctionnels présents sur l'électrode de carbone activé peut catalyser la décomposition de l'électrolyte et affecter les murs de solvant. Ce qui aura pour effet de réduire le domaine de stabilité de l'électrolyte.<sup>43, 52</sup>

La figure 1.18 schématise l'intérêt d'équilibrer les charges des deux électrodes. Idéalement, pour deux électrodes identiques (nature, masse, capacité et résistance), lors de la charge du supercondensateur, le potentiel des électrodes positives et négatives va changer identiquement. Alors, la tension de cellule maximale  $U_{\max}^{\text{EDLC}}$  du dispositif atteindra la limite maximale autorisée par l'électrolyte  $U_{\max}^{\text{électrolyte}}$ . Cependant, lorsqu'une des électrodes atteint rapidement l'une des limites de potentiel de sa fenêtre de stabilité, la tension de cellule maximale  $U_{\max}^{\text{EDLC}}$  sera inférieure à  $U_{\max}^{\text{électrolyte}}$  (cf. figure 1.18).



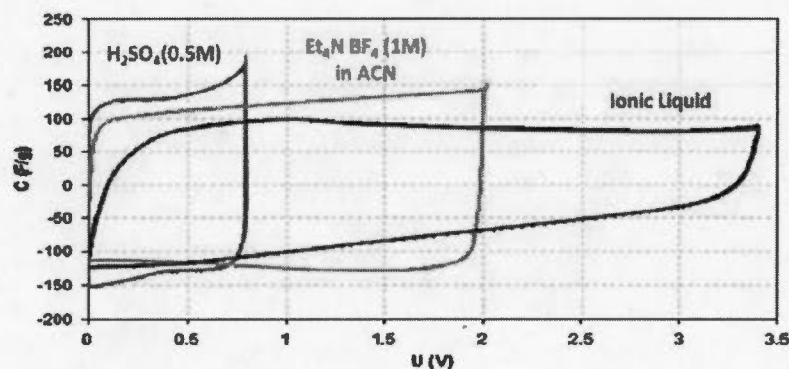
**Figure 1.18** Représentation de l'évolution de la tension de cellule maximale  $U_{\max}^{\text{EDLC}}$  d'un dispositif symétrique durant sa charge, relative à la fenêtre de potentiel maximale de l'électrolyte  $U_{\max}^{\text{électrolyte}}$ . D'après<sup>52</sup>.

Prenons l'exemple d'un carbone activé possédant une surface spécifique d'environ  $1000 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ . La capacité d'une seule électrode peut être estimée à  $100 \text{ F g}^{-1}$ , pour une capacité de double couche de l'ordre de  $10 \mu\text{F cm}^{-2}$ . La tension maximale de travail de l'électrode est en pratique limitée à environ 1 V (électrolyte aqueux), en raison des dégagements gazeux dus à la décomposition de l'électrolyte et de l'oxydation du carbone activé. Alors, dans un dispositif symétrique, chacune des deux électrodes ne travaillera idéalement que dans la moitié de sa plage de potentiel maximale, soit une plage de potentiel de 0,5 V. Selon l'équation on 1.12, on constate que la capacité du dispositif correspond à la moitié de la capacité d'une électrode, pour le double de la masse. Finalement, pour le dispositif, la capacité spécifique totale est de  $25 \text{ F g}^{-1}$ . La capacité ( $\text{F g}^{-1}$ ) du dispositif ne sera pas supérieure à un quart de la capacité de chacune des deux électrodes. Donc pour augmenter l'énergie spécifique qui dépend de la tension de cellule au carré (équation 1.13), il faudra disposer d'un électrolyte possédant un domaine de stabilité le plus large possible.

**Augmentation de la tension de cellule.** Trois types d'électrolytes sont généralement utilisés pour les supercondensateurs, les électrolytes aqueux, organiques et les liquides ioniques.<sup>43, 69-71</sup> Les électrolytes aqueux possèdent une grande conductivité ionique (jusqu'à  $700 \text{ mS cm}^{-1}$ ), une température d'utilisation entre  $-20$  et  $100^\circ\text{C}$ , mais la décomposition de l'eau au-delà de 1,23 V restreint fortement la tension maximale de travail à environ 1 V.<sup>43, 71</sup> Ils sont par ailleurs très peu coûteux et respectueux de l'environnement. Les électrolytes organiques, constitués le plus souvent d'un sel à base d'un cation tetraalkylammonium dissout dans un solvant organique (carbonate de propylène ou acétonitrile), sont les plus répandus dans les dispositifs commerciaux. Ils ont permis l'augmentation du domaine de stabilité électrochimique jusqu'à 2,7 V en raison de leur stabilité.<sup>43, 71</sup> Malheureusement, la

faible conductivité ionique ( $50 \text{ mS cm}^{-1}$ ), et la taille des ions conduisent à des valeurs de capacités plus faibles que dans les électrolytes aqueux.

Actuellement, de nombreuses études sont menées sur l'utilisation de liquides ioniques comme électrolyte de supercondensateurs.<sup>70-71</sup> Les liquides ioniques sont des sels liquides à température ambiante. Ils sont stables chimiquement et thermiquement, non inflammables et recyclables. Bien qu'ils aient une viscosité beaucoup plus élevée que les autres électrolytes, celle-ci peut cependant être modulée en augmentant légèrement la température, entraînant par la même occasion une amélioration de leur conductivité. Le principal avantage de ces électrolytes repose surtout sur leur large domaine de stabilité électrochimique ( $3 \text{ V} < U_{\text{max}}^{\text{électrolyte}} < 6 \text{ V}$ ). L'intérêt de l'utilisation des liquides ioniques est illustré par la figure 1.19. L'utilisation de liquide ionique permet une augmentation considérable de l'énergie spécifique, en accord avec l'équation 1.13. Par contre, le coût de ces électrolytes, ou encore la viscosité élevée constituent des inconvénients à leur utilisation.



**Figure 1.19** Comparaison des domaines de stabilité des différents électrolytes utilisés dans les supercondensateurs : aqueux, organique et liquide ionique. D'après<sup>70</sup>.

En résumé, les dispositifs symétriques à double couche électrochimique sont caractérisés par une grande puissance spécifique. Ils peuvent atteindre une grande énergie spécifique avec un électrolyte organique ou liquide ionique. Ce gain en énergie est attribué au large domaine de stabilité électrochimique offert par ces électrolytes par rapport aux électrolytes aqueux. Ainsi, les dispositifs commerciaux les plus répandus incluent le carbone activé comme matériau d'électrode en présence d'un électrolyte organique. La raison d'une telle combinaison peut s'expliquer par un simple calcul. Bien que la capacité ( $F\ g^{-1}$ ) des électrodes en électrolyte aqueux ( $C_{aq}$ ) soit approximativement deux fois plus grande que la capacité en électrolyte organique ( $C_{aq}=2C_{org}$ ), il va se produire l'inverse au niveau de la tension de cellule des dispositifs.<sup>72</sup> L'expression de l'énergie spécifique en électrolyte organique par rapport à un électrolyte aqueux va se mettre sous la forme suivante :

$$E_{org} = \frac{1}{2} C_{org} U_{org}^2 = \frac{1}{4} C_{aq} \times (2U_{aq})^2 = C_{aq} U_{aq}^2 = 2E_{aq} \quad (1.15)$$

Selon cette équation, le gain en tension compense largement la perte en capacité. Il contribue à augmenter les performances énergétiques du dispositif ( $5,7\ Wh\ kg^{-1}$  en électrolyte organique vs  $1,7\ Wh\ kg^{-1}$  en électrolyte aqueux). Néanmoins, pour être plus réaliste, il faut tout de même tenir compte d'autres facteurs tels que la concentration de l'électrolyte, la conductivité ionique ou encore la taille des dispositifs.

### 1.2.3 Vers l'hybridation des supercondensateurs.

De nos jours, un point important dans le développement des supercondensateurs électrochimiques est la stabilité et la sécurité des dispositifs. En considérant les dispositifs commerciaux actuels, les fortes demandes en courant lors des rapides charges et décharges vont possiblement induire des fuites aussi bien

thermiques que chimiques. L'utilisation d'un électrolyte organique présente un risque élevé (ex. toxicité et risque d'explosion). Il est important de garder en mémoire que l'électrolyte « idéal » doit être thermiquement et électrochimiquement stable. Il doit posséder un domaine de stabilité électrochimique le plus large possible et permettre une bonne mobilité des ions pour des charge/décharge rapides. Les faibles valeurs de résistances conduiront à des densités de puissance plus élevées (cf. équation 1.14). Il apparaît nécessaire de trouver le meilleur compromis entre une bonne conductivité ionique, une stabilité à la fois électrochimique et thermique.

Les hautes conductivités et le caractère bénin des électrolytes aqueux en feraient définitivement d'excellents candidats comme électrolyte pour les supercondensateurs ; si ce n'est sans compter sur leur limite thermodynamique de 1,23 V, associée aux réactions d'évolution des gaz ( $H_2$  et  $O_2$ ). Il est donc important de s'affranchir de la limite en potentiel des électrolytes aqueux. Par ailleurs, pour répondre aussi bien aux exigences en terme de puissance que d'énergie, il faut également augmenter la capacité du dispositif. L'augmentation de capacité peut être réalisée en remplaçant les électrodes capacitatives, par des électrodes faradiques ou pseudocapacitives. En ce qui concerne l'extension de la fenêtre de potentiel dans les électrolytes aqueux, une hybridation du dispositif est requise.

Dans le domaine des batteries, il existe des systèmes capables de délivrer des tensions de 2,0 V en électrolyte aqueux.<sup>72</sup> C'est le cas des batteries plomb-acide. Dans le domaine des supercondensateurs, des approches plus poussées pour augmenter la capacité et l'énergie spécifiques ont conduit à leur hybridation.<sup>44, 72-74</sup> Cette approche qui repose sur la combinaison entre une électrode capacitive et faradique va permettre de juxtaposer le meilleur des deux mondes. Les processus capacitifs vont permettre les hautes puissances au dispositif, la stabilité et la longue durée de vie. Tandis que les processus faradiques vont être responsables de l'augmentation de la charge, donc de la capacité spécifique. Une des caractéristiques



principales de cette approche est qu'il va être possible de s'affranchir de la limite thermodynamique de 1.23 V attendue dans les électrolytes aqueux, et ainsi travailler sur de plus larges tensions de cellule. Les premiers exemples de ces systèmes incluent l'association d'électrodes à base de carbone activé et respectivement d'oxyde de plomb ( $\text{PbO}_2$ ) et d'oxyde de nickel ( $\text{NiOOH}$ ) en milieu acide et alcalin.<sup>72-75</sup>

Depuis, d'autres combinaisons ont été envisagées, et incluent désormais l'association d'électrodes de carbones activés avec des électrodes faradiques ou pseudocapacitives telles que  $\text{RuO}_2$  ou  $\text{MnO}_2$ .<sup>10, 76</sup> En raison des processus de stockage différents survenant dans ces dispositifs, les auteurs dans la littérature, se sont accordés sur la définition des terminologies « hybrides » et « asymétriques » pour les différencier.<sup>72</sup>

***Supercondensateur hybride :*** Association d'une électrode capacitive (type EDLC) avec une électrode faradique (type batterie). Les deux électrodes possèdent une signature électrochimique différente, comme c'est le cas dans les systèmes carbone/ $\text{PbO}_2$ .

***Supercondensateur asymétrique :*** Association d'électrodes possédant une signature électrochimique identique, mais différent par la masse, ou la nature des électrodes. Par exemple, l'association d'une électrode capacitive avec une électrode pseudocapacitive.

#### 1.2.3.1 Exemple de fonctionnement d'un système hybride (carbone/ $\text{PbO}_2$ )

Rappelons que pour une électrode de carbone dans un électrolyte aqueux, la plage de stabilité électrochimique d'une électrode de carbone activé est limitée à environ 1 V. Ainsi, pour le dispositif symétrique carbone/carbone, chacune des électrodes devra travailler sur 0,5 V, afin de maximiser la tension de cellule (*cf.*



section 1.2.24). La capacité spécifique du dispositif est alors très faible (25 %) en comparaison à la capacité spécifique d'une seule électrode. Lorsque l'on remplace, une des électrodes par une électrode travaillant sur une plage de potentiel complémentaire, la haute surtension des deux électrodes pour les réactions d'évolution de  $H_2$  et de  $O_2$ , associée à la haute capacité de l'électrode faradique va permettre d'utiliser la quasi-totalité de la plage de potentiel de chacune des deux électrodes. Il en résulte un gain en tension de cellule. Pour le système carbone/ $PbO_2$ , une tension maximale de 2,3 V peut être atteinte (*cf.* figure 1.20).<sup>10</sup>

Le système carbone/ $PbO_2$  est commercialisé dans différents formats. Typiquement, l'énergie spécifique pour un tel système est de  $25 \text{ Wh kg}^{-1}$ , ce qui est environ 5 fois supérieur à l'énergie des dispositifs EDLCs conventionnels.<sup>10</sup> Bien que le système carbone/ $PbO_2$  soit performant en terme d'énergie spécifique, l'utilisation de matériaux d'électrodes massifs va considérablement rallonger les temps de charge et de décharge des dispositifs à quelques minutes en comparaison à quelques secondes pour les EDLCs. Par ailleurs, le coût et la toxicité du plomb, sans oublier l'utilisation d'un électrolyte très acide, sont des facteurs limitants pour ce système. Il serait donc intéressant de travailler avec des matériaux peu toxiques et en présence d'un électrolyte aqueux neutre.

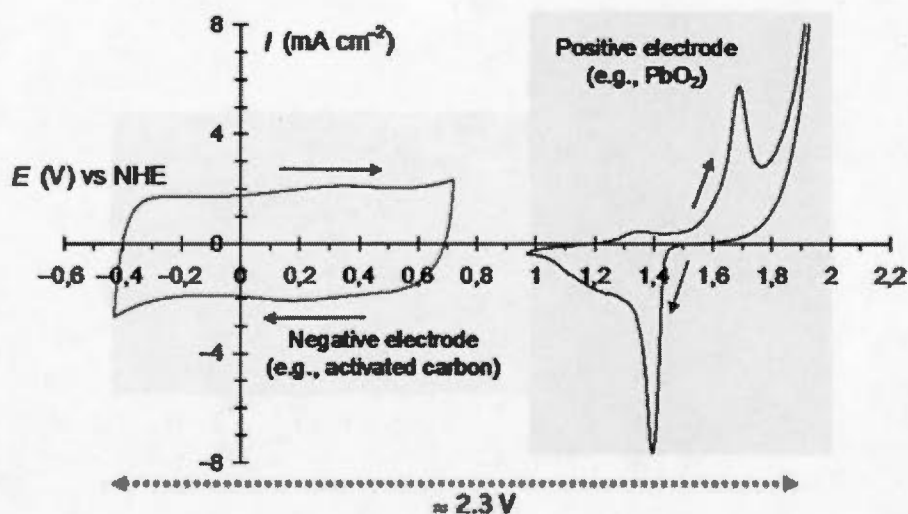


Figure 1.20 Représentation de la voltamétrie cyclique d'un supercondensateur hybride carbone/ $\text{PbO}_2$  dans 1 M  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . D'après<sup>10</sup>.

#### 1.2.3.2 Exemple de fonctionnement d'un système asymétrique (carbone/ $\text{MnO}_2$ )

Le principe d'un supercondensateur asymétrique repose sur la combinaison de deux électrodes capacitives ou pseudocapacitives avec des fenêtres de potentiel de travail complémentaires. Comme pour un système hybride, l'objectif est l'augmentation de la tension maximale de cellule. De façon générale, les recommandations pour un système asymétrique performant sont les suivantes : <sup>72</sup>

- Potentiels de travail complémentaires. Pour observer un effet sur la densité d'énergie, la tension de cellule doit être augmentée d'au moins 30 %.
- Valeurs de capacités spécifiques similaires pour les électrodes positive et négative. L'utilisation de la plage de potentiel de travail sera maximisée.
- Longue stabilité lors du cyclage en charge/décharge pour les deux électrodes.
- Puissances spécifiques similaires entre les deux électrodes.

Parmi l'ensemble des matériaux d'électrodes investigués, seulement les composés pseudocapacitifs tels que  $\text{RuO}_2$ <sup>72</sup>,  $\text{Fe}_3\text{O}_4$ <sup>72, 77</sup> ou encore  $\text{MnO}_2$ <sup>10, 72, 78</sup> ont montré une grande stabilité en cyclage (atteignant les 10000 cycles de charge/décharge). En raison de la constante de temps pour une électrode pseudocapacitive qui est entre 2 et 10 fois supérieures à celle d'une électrode de carbone activé, le temps optimal pour charger ou décharger le supercondensateur passera de quelques millisecondes à 5 voir 10 s.<sup>72</sup> Les prototypes réalisés en laboratoire pour les systèmes carbone/ $\text{MnO}_2$ , ont montré des résultats prometteurs et ont mis en évidence l'intérêt d'une telle combinaison. En effet, la combinaison asymétrique va conduire à des énergies spécifiques de l'ordre de 10 à 28 Wh  $\text{kg}^{-1}$ ,<sup>10</sup> comparables à celle des EDLCs en électrolytes organiques<sup>44</sup>. D'autre part, leur stabilité en cyclage a aussi été démontrée, allant jusqu'à des valeurs de 190000 cycles, avec environ moins de 20 % de la perte en capacité. D'ailleurs, un système très semblable est commercialisé par la société Aquion Energy.<sup>79</sup>

La figure 1.21, compare les voltamogrammes cycliques d'un système symétrique  $\text{MnO}_2/\text{MnO}_2$  et l'association asymétrique entre une électrode négative de carbone activé et une électrode à base de dioxyde de manganèse en milieu 0,5 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .<sup>10</sup> La pseudocapacité ayant été définie précédemment (section 1.2.1.3.), le système symétrique  $\text{MnO}_2/\text{MnO}_2$  va se comporter comme un système symétrique carbone/carbone (*cf.* figure 1.21a). La tension de travail maximale pour un tel dispositif est d'environ 1 V. La combinaison asymétrique va conduire à une augmentation de  $U_{\text{max}}$  à 2 V (*cf.* figure 1.21b). En pratique, la capacité spécifique des deux électrodes est relativement proche. Il en résulte une augmentation de la densité d'énergie d'un facteur 4 pour le dispositif asymétrique.

Au cours du cyclage certains paramètres vont influencer la durée de vie des électrodes à base de dioxyde de manganèse. Dépendamment de la structure cristalline du  $\text{MnO}_2$ , des problèmes mécaniques associés aux variations de volume des

particules peuvent survenir lors du cyclage. D'autre part, en raison de l'évolution de  $O_2$ , il peut aussi avoir des problèmes de corrosion au niveau de l'interface matière active/collecteur de courant. La conséquence ultime étant l'augmentation de la résistance série équivalente de la cellule. De plus, au fil des cycles, la dissolution du manganèse conduit à une perte de matière active tout au long du cyclage, d'où une diminution de la capacité.

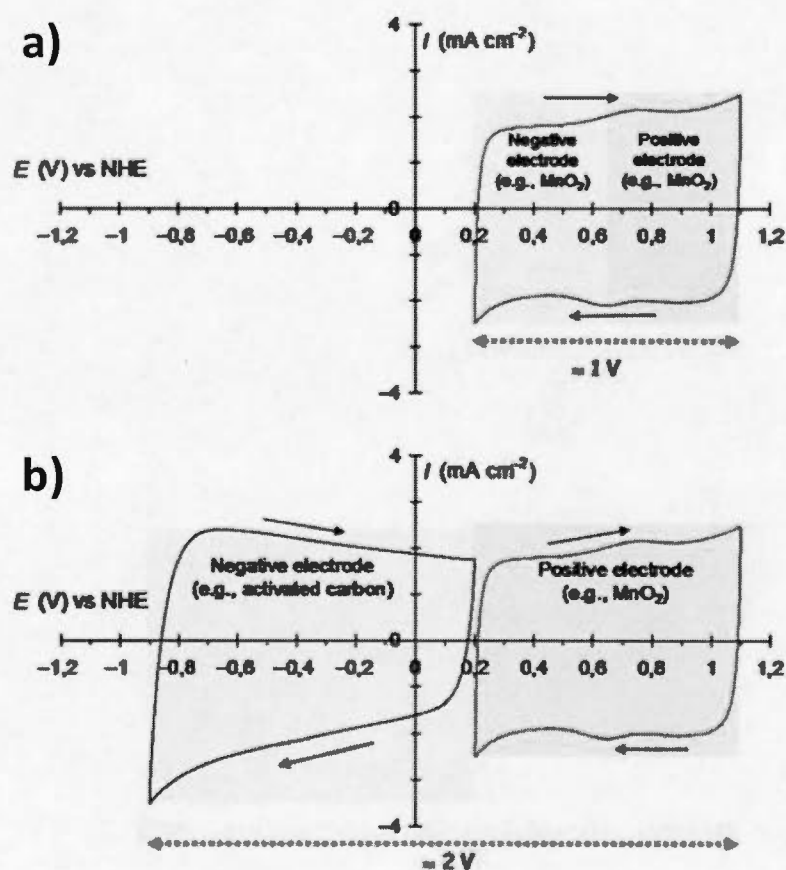


Figure 1.21 Représentation de la voltamétrie cyclique dans 0,5 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  a) d'un supercondensateur symétrique  $\text{MnO}_2/\text{MnO}_2$  et b) supercondensateur asymétrique carbone/ $\text{MnO}_2$ . D'après<sup>10</sup>.

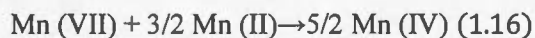
Il est primordial de bien équilibrer les masses et la capacité entre les électrodes positives et négatives afin de s'assurer que  $\text{MnO}_2$  ne fonctionne pas à l'extérieur de sa fenêtre de stabilité électrochimique.

Les dispositifs asymétriques carbone/ $\text{MnO}_2$  sont prometteurs. Il a été montré que cet agencement permet un gain important au niveau de la tension de cellule. Les avantages de ces systèmes sont basés sur le caractère bénin pour l'environnement des différents composants (ex. matériau d'électrode et électrolyte), la complémentarité des domaines de stabilité des électrodes et leur coût. Bien qu'il y ait une amélioration de ces systèmes versus les EDLCs, les performances sont encore en dessous du plein potentiel que pourrait délivrer ce dispositif. Et cette limitation est associée à l'électrode positive. Il est vrai que dans un premier temps, le choix du  $\text{MnO}_2$  comme matériau d'électrode, réside dans son caractère pseudocapacitif, sa fenêtre de 1 V complémentaire au carbone en électrolyte aqueux et sa densité élevée qui devraient améliorer les performances en terme d'énergie par unité de volume pour les dispositifs. Mais, la caractéristique la plus marquante est sa capacité théorique de  $1233 \text{ F g}^{-1}$  (voir plus bas), qui malheureusement est loin d'être atteinte expérimentalement.

### 1.3 $\text{MnO}_2$ , électrode positive pour les supercondensateurs asymétriques

Comme métal de transition, le manganèse existe sous une variété d'oxydes tous stable (ex.  $\text{MnO}$ ,  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  et  $\text{MnO}_2$ ).<sup>9, 12, 80-82</sup> Plusieurs procédés de synthèse vont permettre d'obtenir le dioxyde de manganèse sous différentes formes et structures cristallines. Il s'agit de voies par coprécipitation<sup>83</sup>, procédés sol-gel,<sup>14, 84</sup> synthèse hydrothermale,<sup>85</sup> décomposition thermique,<sup>20</sup> l'électrodéposition<sup>86</sup> ou par ultrasons<sup>18, 9, 12</sup>  $\text{MnO}_2$  cristallise sous différentes formes, parmi lesquelles on retrouve les structures  $\alpha$ ,  $\beta$ ,  $\gamma$  et  $\delta$ - $\text{MnO}_2$ .<sup>9, 83, 87</sup> Les phases  $\alpha$ ,  $\beta$  et  $\gamma$ - $\text{MnO}_2$  possèdent une structure à tunnel, tandis que  $\delta$ - $\text{MnO}_2$  est une structure lamellaire (birnessite).

La première étude sur le caractère pseudocapacitif du dioxyde de manganèse fut publiée en 1999 par Lee et Goodenough.<sup>15, 88</sup>  $\text{MnO}_2$  fut obtenu sous forme de poudre hydratée amorphe à partir de la réaction entre une solution aqueuse de permanganate de potassium et une solution aqueuse d'acétate de manganèse (II).<sup>15, 88</sup>



L'obtention de voltammogrammes quasi rectangulaires dans des électrolytes aqueux de KCl, NaCl et LiCl est typique de la pseudocapacité. Les auteurs reportèrent pour la première fois une capacité de  $200 \text{ F g}^{-1}$  dans un électrolyte aqueux de  $2 \text{ M KCl}$ .<sup>15, 88</sup> En plus de son comportement pseudocapacitif, le choix du dioxyde de manganèse comme matériau d'électrode pour les supercondensateurs est basé sur sa faible toxicité, son faible coût et sa grande capacité théorique. Il est possible de déterminer la capacité théorique de  $\text{MnO}_2$  à partir de l'équation 1.17:

$$C_{\text{théo}} = \frac{nF}{M_{\text{ox}} \times \Delta E} \quad (1.17)$$

Avec la capacité théorique  $C_{\text{théo}}$  en  $\text{F g}^{-1}$ ,  $n$  le nombre d'électron échangé,  $F$  la constante de Faraday ( $96485 \text{ C mol}^{-1}$ ),  $M_{\text{ox}}$  la masse molaire de l'oxyde métallique en  $\text{g mol}^{-1}$ , et  $\Delta E$  la plage de potentiel.

Si on considère qu'un électron est échangé lors de la réduction de Mn (IV) en Mn (III) durant la décharge, la capacité théorique attendue serait de  $1233 \text{ F g}^{-1}$  sur une plage de potentiel de  $0,9 \text{ V}$ .<sup>83, 89</sup> Cette valeur peut varier légèrement en considérant la masse moléculaire de  $\text{MnO}_2$ , qui dépend de la teneur en  $\text{H}_2\text{O}$  présent dans sa structure. La valeur de  $C_{\text{théo}}$  sera comprise entre  $1000$  et  $1370 \text{ F g}^{-1}$ . Ainsi, la valeur obtenue par Lee et Goodenough est très loin de la valeur théorique attendue, pour une électrode à base de dioxyde de manganèse. La capacité spécifique pour les électrodes d'épaisseurs et de proportions élevées de  $\text{MnO}_2$  est limitée, en raison de la faible conductivité tant ionique qu'électronique propre au dioxyde de manganèse.<sup>9, 12</sup>



Il est souvent d'usage d'utiliser un additif conducteur associé à un polymère liant dans la formulation des électrodes, afin d'améliorer respectivement la conductivité et la tenue mécanique.<sup>15, 44, 72</sup>

Après 1999, les travaux qui suivirent se sont focalisés sur l'étude du mécanisme de stockage des charges, la stabilité en cyclage, l'amélioration de la capacité spécifique, l'influence de la porosité, les relations entre la structure et la capacité et bien plus encore.<sup>9, 12</sup> Toupin *et al.* ont ainsi montré que deux mécanismes peuvent être impliqués dans le stockage des charges.<sup>11, 13</sup> Lors de la charge et de la décharge du supercondensateur, il peut y avoir d'une part adsorption/désorption d'un ion de l'électrolyte (cation ou proton) avec une réaction d'oxydoréduction ; et d'autre part intercalation/désintercalation d'un ion de l'électrolyte accompagnée d'une réaction d'oxydoréduction.<sup>13</sup>



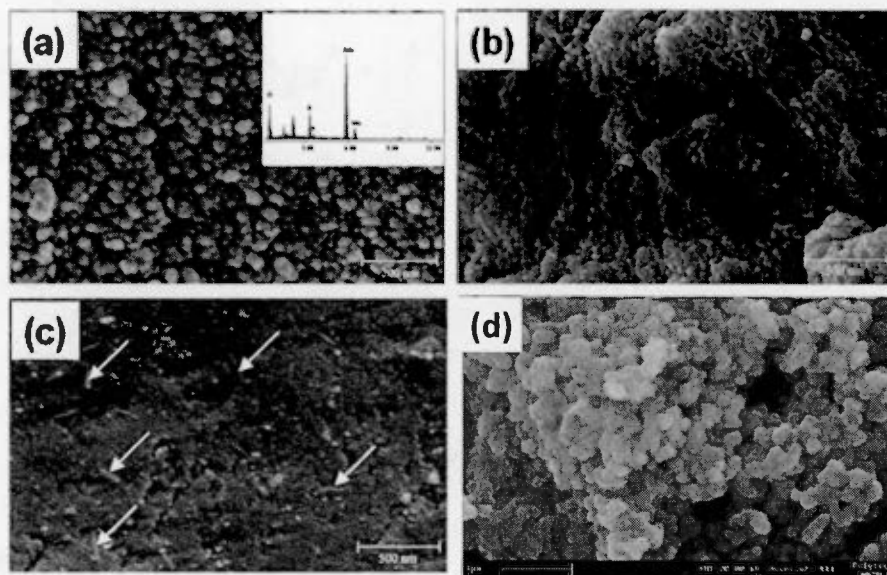
Avec  $\text{C}^+$  un cation alcalin ( $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ). Les équations (1.18 et 1.19) suggèrent que les cations alcalins et les protons de l'électrolyte sont tous deux impliqués dans le processus d'oxydoréduction. Par la suite, plusieurs approches visant à l'amélioration des performances des électrodes à base de dioxyde de manganèse ont été proposées. Les principales stratégies reposent sur la nanostructuration de  $\text{MnO}_2$ , l'ajout d'additifs conducteurs nanostructurés, la modification chimique ou encore l'incorporation dans des matériaux de grande surface spécifique.<sup>9, 12</sup> Plusieurs paramètres vont affecter les performances électrochimiques de ces électrodes. Il s'agit des propriétés physiques (cristallinité, morphologie, porosité, texture) et des facteurs chimiques (défauts dans la structure, valence, ou encore la présence de  $\text{H}_2\text{O}$  ou non dans la structure).<sup>9</sup>

### 1.3.1 Poudres de $\text{MnO}_2$

#### 1.3.1.1 Électrodes à base de $\text{MnO}_2$ amorphe

Plusieurs voies de synthèse vont conduire à des poudres amorphes ou très faiblement cristallines de dioxyde de manganèse ( $\alpha\text{-MnO}_2$ ). Elles sont généralement basées sur la réduction de solution aqueuse de  $\text{KMnO}_4$  par différents agents réducteurs tels que,  $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ,  $\text{NaPO}_2\text{H}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4$ ,  $\text{HCl}$ , les alcools, l'aniline, l'éthylène glycol,  $\text{MnSO}_4$ , ou encore le carbone.<sup>12, 14-15, 83-84, 90-93</sup> Les composés ainsi synthétisés peuvent maintenir leur caractère amorphe jusqu'à des températures d'environ 300 °C. Les poudres amorphes de  $\text{MnO}_2$  sont hydratées.<sup>12</sup> La présence d'eau résiduelle dans la structure et de  $\text{MnOOH}$  a été mise en évidence par des mesures XPS.<sup>11</sup> La proportion d' $\text{H}_2\text{O}$  chimiquement ou physiquement adsorbée dans la structure diminue considérablement lorsque ces composés sont soumis à un traitement thermique. Le traitement thermique au-delà de 300 °C va conduire à la formation de structures cristallines telles que  $\alpha\text{-Mn}_2\text{O}_3$  entre 400 et 600 °C et  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  vers 900 °C.<sup>12-13</sup>

La morphologie des particules de  $\text{MnO}_2$  va être également influencée par le traitement thermique. Pour l'ensemble des composés amorphes traités en dessous de 300 °C, les poudres de  $\text{MnO}_2$  sont formées de grains dont la taille varie de quelques nanomètres à plusieurs micromètres (*cf.* figure 1.22).<sup>12</sup> De plus, les grains auront tendance à s'agglomérer pour former de larges agrégats (*cf.* figures 1.22 b et c).<sup>12</sup> Il est important de mentionner que les composés généralement appelés amorphes dans la littérature englobent non seulement les matériaux complètement désordonnés, mais aussi les matériaux nanocristallins.<sup>83</sup> De ce fait, il est possible d'observer des particules avec une distribution de taille moyenne de 100 nm (*cf.* figure 1.22 d).<sup>83</sup>



**Figure 1.22** Images MEB de  $\text{MnO}_2$  amorphe a) séché à  $50\text{ }^\circ\text{C}$  sous air, b) traitement thermique à  $200\text{ }^\circ\text{C}$ , c) traitement thermique à  $300\text{ }^\circ\text{C}$ <sup>12</sup> et d)  $\text{MnO}_2$  préparé par coprécipitation. D'après<sup>83</sup>.

Une des propriétés intéressantes des poudres de  $\text{MnO}_2$  amorphe est leur grande surface spécifique. La surface spécifique est généralement mesurée par isotherme d'adsorption de gaz selon la théorie Brunauer-Emmett et Teller (BET).<sup>94-95</sup> Lee et Goodenough reportèrent une surface spécifique de  $300\text{ m}^2\text{ g}^{-1}$  à partir de leur synthèse.<sup>15</sup> Brousse *et al.* ont mesuré des surfaces spécifiques d'environ de  $200\text{ m}^2\text{ g}^{-1}$  pour leur  $\text{MnO}_2$  synthétisé par coprécipitation ou par voie sol-gel.<sup>83</sup> Les composés amorphes de dioxyde de manganèse possèdent une surface spécifique de  $180$  à  $390\text{ m}^2\text{ g}^{-1}$  et sont poreux.<sup>9, 12, 83</sup>

Comme mentionné précédemment, le dioxyde de manganèse est caractérisé par une faible conductivité électronique ( $10^{-6}\text{ S cm}^{-1}$ ).<sup>89</sup> Lors de la préparation de l'électrode, l'ajout d'un additif conducteur, généralement du noir de carbone va

permettre d'améliorer la conductivité électronique du film composite. La capacité spécifique des électrodes composites est sensible à la microstructure (surface spécifique et porosité) et à la teneur en H<sub>2</sub>O dans MnO<sub>2</sub>.<sup>9, 83, 89, 96</sup> En effet, la structure poreuse de MnO<sub>2</sub> va offrir plus de voies d'accès à l'électrolyte, augmentant l'interface électrode/électrolyte et donc une amélioration des performances électrochimiques. Par ailleurs, la présence d'H<sub>2</sub>O dans la structure améliore le transport des ions de l'électrolyte.<sup>9</sup>

La voltamétrie cyclique, le cyclage galvanostatique et la spectroscopie d'impédance sont couramment utilisés pour évaluer les performances électrochimiques des électrodes de supercondensateurs.<sup>97</sup> La capacité spécifique  $C$  (F g<sup>-1</sup>) est obtenue en divisant la charge voltamétrique  $Q$  (C) par la fenêtre de potentiel  $\Delta E$  (V). La charge voltamétrique  $Q$  est obtenue par intégration des voltamogrammes cycliques ou à partir des courbes de charge/décharge galvanostatique.

$$C = \frac{Q}{m\Delta E} \quad (1.20)$$

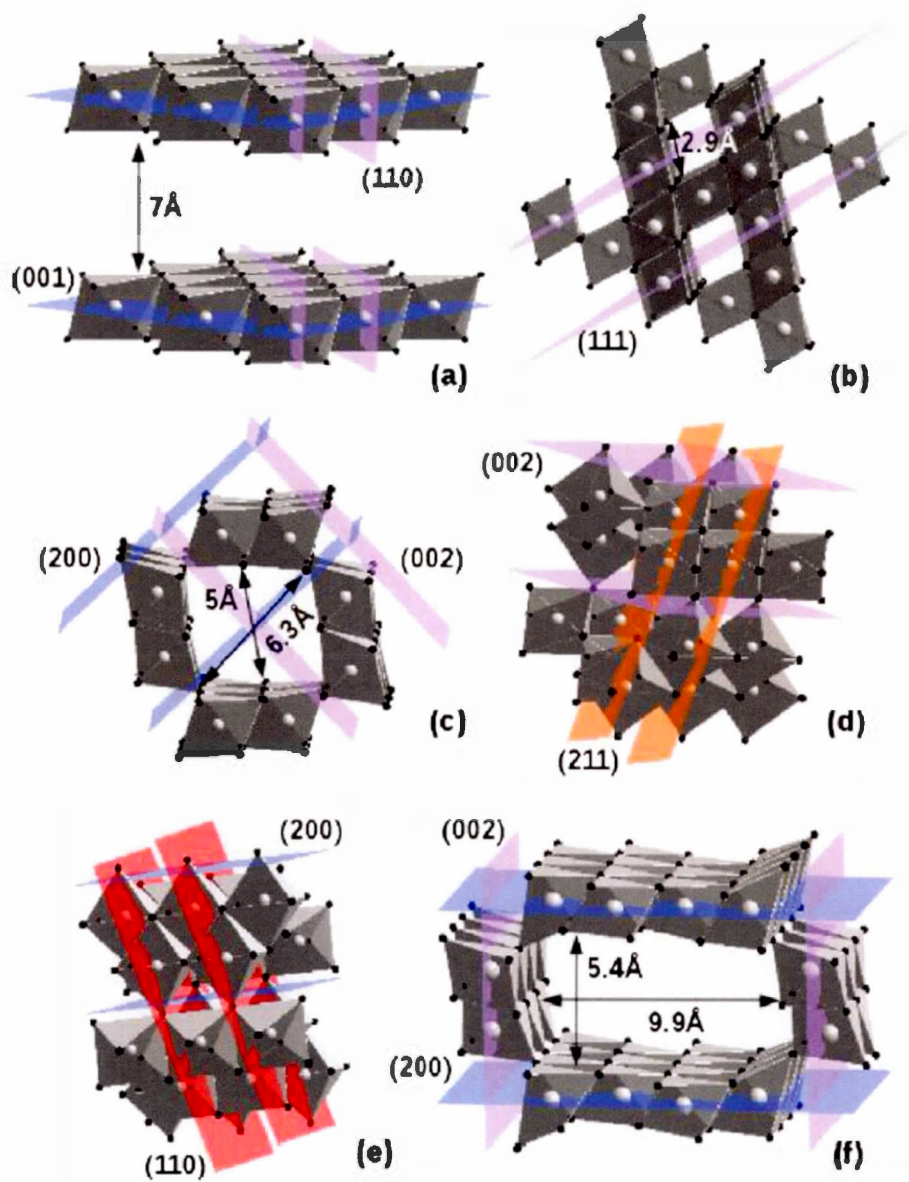
**Tableau 1.2 Données électrochimiques d'électrodes composites à base de poudres de MnO<sub>2</sub> amorphe. D'après <sup>83</sup>.**

Auteurs	MnO <sub>2</sub> wt%	Carbone wt%	Liant wt%	$S_{BET}$ m <sup>2</sup> g <sup>-1</sup>	$C$ F g <sup>-1</sup>	$\nu$ mV s <sup>-1</sup>	Electrolyte
Lee <i>et al.</i>	70	25	5	303	198	5	2 M KCl
Lee and kim	60	40	—	300	153	10	1 M KCl
Toupin <i>et al.</i>	80	15	5	180	181	2	0,1 M Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
	80	15	5	160	150	5	0,1 M Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Jeong <i>et al.</i>	70	25	5	391	234	2	2 M NaCl
	70	25	5	7	109	2	2 M NaCl
kim <i>et al.</i>	10	75	20	207	210	5	1 M Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Raymundo <i>et al.</i>	90	CNT	10	220	277	—	1 M Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
Brousse <i>et al.</i>	70	25	5	200	150	5	0,1 M K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
	68	25	7	200	150	5	0,1 M K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
	68	25	7	208	150	5	0,1 M K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>
	68	25	7	8	125	5	0,1 M K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>

Le tableau 1.2 montre les valeurs de surface spécifique et de capacité spécifique pour quelques composés amorphes dans la littérature.<sup>83</sup> La capacité spécifique des poudres amorphes de MnO<sub>2</sub> est de l'ordre de 200 F g<sup>-1</sup>. D'après le tableau 1.2, il n'y a pas de réelle corrélation entre la surface spécifique et la capacité spécifique des poudres de MnO<sub>2</sub>. Brousse *et al.* ont déterminé qu'au-delà d'une surface spécifique de 125 m<sup>2</sup> g<sup>-1</sup>, près de 90 % des échantillons retrouvés dans la littérature avaient une capacité moyenne de 160 F g<sup>-1</sup>.<sup>83</sup> Ce qui correspond à moins de 20 % de la capacité théorique du dioxyde manganèse.



### 1.3.1.2 Électrodes à base de $\text{MnO}_2$ cristallin



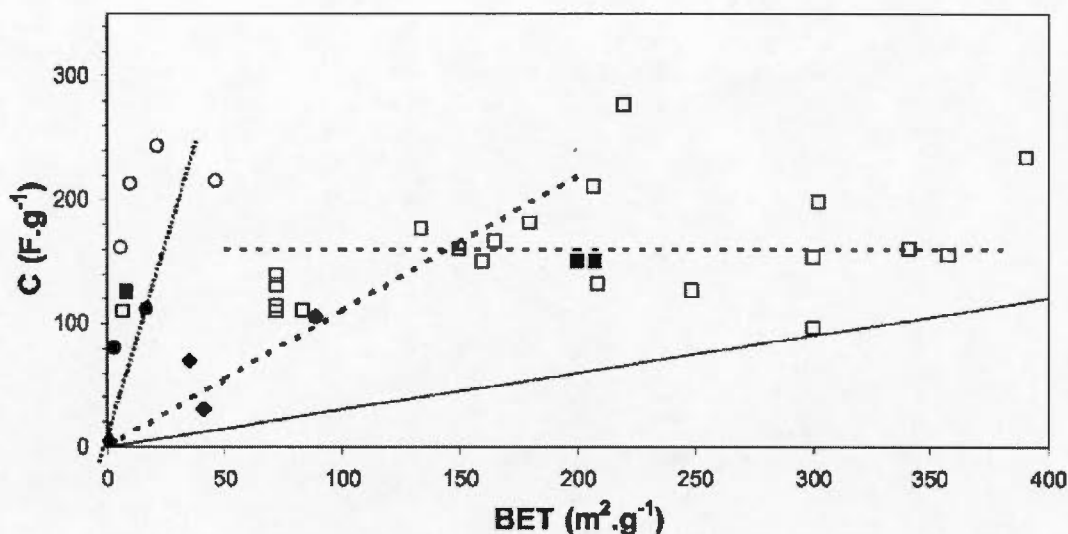
**Figure 1.23** Schéma des différentes structures cristallographiques de  $\text{MnO}_2$ , avec les plans cristallins et les distances pour a) birnessite, b) spinelle, c-e) cryptomélane et f) OMS-5. D'après <sup>98</sup>.



Comme mentionnées précédemment, plusieurs structures cristallines du dioxyde de manganèse sont référencées dans la littérature.<sup>83, 87, 89</sup> Les structures vont être lamellaire  $\delta$ -MnO<sub>2</sub> (birnessite) ou présentant des tunnels (à 1D, 2D ou 3D) (cf. Figure 1.23).<sup>83, 87, 89, 96</sup> La figure 1.23 représente schématiquement les structures cristallographiques de MnO<sub>2</sub>, avec les plans cristallins et les distances des tunnels. Celles-ci sont formées d'unités octaédriques de MnO<sub>6</sub>.

La cristallinité s'accompagne d'une diminution de surface spécifique. L'accessibilité des ions au niveau de la surface active est facilitée, ce qui favorise la diffusion et le transport des charges au niveau des sites actifs de MnO<sub>2</sub>. Les matériaux cristallins possèdent aussi une bien meilleure conductivité que les poudres amorphes.<sup>9, 89</sup> De nombreux auteurs ont étudié la relation entre la morphologie du MnO<sub>2</sub>, la surface spécifique et la capacité spécifique.<sup>9, 83, 87, 89</sup> Il a été rapporté des capacités variantes entre 160 et 300 F g<sup>-1</sup> pour les poudres amorphes de  $\alpha$ -MnO<sub>2</sub>.<sup>83</sup> Tandis que les structures monocristalline  $\alpha$ -MnO<sub>2</sub> préparées par réaction hydrothermale de KMnO<sub>4</sub>, sous conditions acides, ont montré des capacités aux alentours de 71 F g<sup>-1</sup> avec une densité de courant de 300 mA g<sup>-1</sup>.<sup>9</sup> Pour les structures  $\gamma$ -MnO<sub>2</sub> bien qu'une valeur de capacité spécifique de 240 F g<sup>-1</sup><sup>99</sup> a été rapportée, les capacités tournent essentiellement entre 30 et 100 F g<sup>-1</sup><sup>83, 87</sup>.

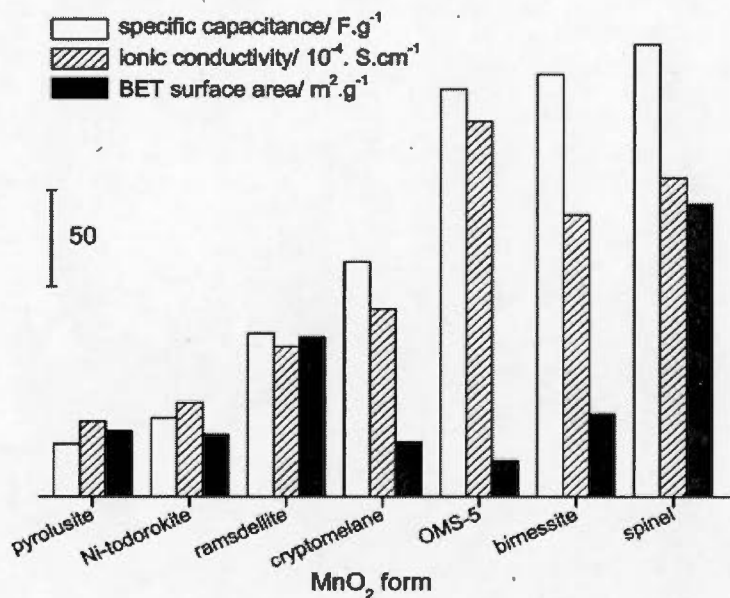
Brousse *et al.* ont préparé du MnO<sub>2</sub> avec une structure birnessite  $\delta$ -MnO<sub>2</sub> dont la surface spécifique BET est de 17 m<sup>2</sup> g<sup>-1</sup>, pour laquelle une capacité de 110 F g<sup>-1</sup> a été obtenue. Cette valeur particulière remet également, quelque peu, en cause la relation entre la surface spécifique et les performances électrochimiques.<sup>83</sup> La figure 1.24 trace la variation de la capacité spécifique en fonction de la surface spécifique pour quelques poudres obtenues dans la littérature.<sup>83</sup> D'après cette figure, la surface BET des poudres cristallisées est limitée à 100 m<sup>2</sup> g<sup>-1</sup> avec des valeurs de capacités pouvant atteindre 200 F g<sup>-1</sup>. Ainsi, comme pour les matériaux amorphes la relation entre la surface BET et les performances électrochimiques n'est pas évidente.



**Figure 1.24** Évolution de la capacité en fonction de la surface BET pour (●, ◆, ○)  $\text{MnO}_2$  cristallin et (■, □)  $\text{MnO}_2$  amorphe. D'après <sup>83</sup>.

La structure 2D de la birnessite va faciliter l'intercalation et la désintercalation des ions avec un très faible réarrangement structural. Ce type de composé peut être obtenu via des méthodes hydrothermales. Par exemple, la réaction entre  $\text{MnSO}_4$  et  $\text{KMnO}_4$  en milieu aqueux a conduit à une capacité de  $236 \text{ F g}^{-1}$  à  $0,5 \text{ mA cm}^{-2}$  dans  $0,1 \text{ M Na}_2\text{SO}_4$ . Par ailleurs, par ultrason cette structure a donné une capacité de  $300 \text{ F g}^{-1}$ .<sup>9</sup>

Par la suite, Ghodbane *et al.* se sont intéressés à la relation entre la microstructure et les performances électrochimiques. Ils ont préparé une série de phases allotropiques de  $\text{MnO}_2$  comprenant les structures 1D (pyrolusite, ramsdelite, Ni-todorokite et OMS-5). Les structures 2D et 3D étant respectivement la birnessite et le spinelle (*cf.* figure 1.23).<sup>89</sup> La figure 1.25 illustre la relation entre la conductivité ionique, la surface BET et la capacité spécifique pour les différentes structures cristallines.



**Figure 1.25** Comparaison entre la capacité spécifique, la conductivité ionique et la surface BET pour différentes structures de MnO<sub>2</sub>. D'après <sup>89</sup>.

D'après la figure 1.25, la microstructure 3D de type spinelle présente les meilleures performances en terme de capacité spécifique et de surface BET. En terme de capacité spécifique, elle est suivie par la birnessite et la microstructure 1D OMS-5. Leurs travaux dénotent à nouveau un impact limité de la surface spécifique sur les performances électrochimiques. Ainsi, en plus de la surface spécifique et du degré de cristallinité du matériau, la microstructure va aussi influencer les performances des électrodes à base de MnO<sub>2</sub>. La microstructure cristallographique va agir sur les processus d'intercalation et d'électrosorption des protons et des cations alcalins au niveau du MnO<sub>2</sub> et être corrélée à la conductivité ionique du matériau.<sup>89</sup>

En résumé, pour les composés cristallins et amorphes de  $\text{MnO}_2$ , une large variation des valeurs de capacité spécifique a été reportée. Mais celles-ci n'excèdent que rarement 20 % de la capacité théorique attendue. De nombreux facteurs vont influencer les performances électrochimiques de ces électrodes. Il s'agira de la morphologie, la porosité, la structure cristalline, les défauts chimiques et proportion d'eau dans la structure. Malgré l'ajout d'additifs conducteurs, le principal inconvénient des électrodes à base de poudres de dioxyde de manganèse est la faible conductivité électronique du  $\text{MnO}_2$  qui affecte considérablement les performances électrochimiques.

### 1.3.2 Exemples d'approches pour augmenter les performances électrochimiques

#### 1.3.2.1 Films minces de $\text{MnO}_2$

Il a été mentionné précédemment que le dioxyde de manganèse est caractérisé par une mauvaise conductivité tant ionique qu'électronique. L'épaisseur de l'électrode va donc influencer ses performances électrochimiques. De façon générale, la capacité spécifique augmente avec la diminution de l'épaisseur du film. Les bénéfices majeurs de cette approche regroupent des caractéristiques particulières telles que de faibles résistances série équivalente (ESR), une meilleure accessibilité de l'électrolyte au niveau de la surface active de  $\text{MnO}_2$  et enfin une plus grande conductivité électronique.

Par exemple, lorsque le dépôt de  $\text{MnO}_2$  nanostructuré passe de 200 à 50  $\mu\text{g cm}^{-2}$ , la capacité passe de 177 à 400  $\text{F g}^{-1}$ .<sup>9</sup> Les films minces peuvent être obtenus par revêtement par immersion, par oxydation électrochimique de manganèse métallique ou encore par déposition électrophorétique.<sup>12, 99-102</sup> Cette approche a permis l'obtention de capacités spécifiques allant jusqu'à 700  $\text{F g}^{-1}$ .<sup>9</sup> Bien que ces matériaux puissent délivrer des capacités spécifiques pouvant atteindre la valeur de capacité

théorique ( $\text{F g}^{-1}$ )<sup>11</sup>, les faibles quantités de  $\text{MnO}_2$  vont conduire cependant à des capacités par unité de surface de l'ordre de  $0,04 \text{ F cm}^{-2}$  pour l'ensemble de l'électrode.<sup>9</sup> Ce qui n'est pas pratique pour des applications nécessitant des densités de puissance et d'énergie élevées.

### 1.3.2.2 $\text{MnO}_2$ nanostructuré

La nanostructuration des matériaux à base de  $\text{MnO}_2$  a fait l'objet de nombreuses recherches.<sup>11, 86, 103-104</sup> L'intérêt principal de ces matériaux réside dans la grande surface spécifique qu'ils fournissent, associée aux faibles distances pour le transport des ions et des électrons dans le matériau. Par exemple, il a été rapporté une valeur de  $466 \text{ F g}^{-1}$  pour des électrodes à base de nanofils de  $\alpha\text{-MnO}_2$  de diamètre compris entre 30 et 40 nm et une taille moyenne de pores de 3,1 nm.<sup>12</sup> Ces  $\text{MnO}_2$  nanostructurés peuvent être préparés par réduction de  $\text{KMnO}_4$  avec de nombreux alcools,  $\text{KBH}_4$  ou encore  $\text{MnSO}_4$ .<sup>9</sup> Cependant, des points négatifs tels que le coût de certains agents chimiques et les conditions d'expérimentations (temps et énergie) en limitent les applications industrielles.

### 1.3.2.3 Nanocomposites $\text{MnO}_2$ -carbone nanostructurés

En plus de la faible conductivité électronique, un autre aspect du dioxyde de manganèse est la faible surface spécifique qui peut être obtenue pour certaines structures. Une des approches consiste à doper le manganèse avec des supports hautement conducteur et possédant une large surface spécifique. Les carbones nanostructurés sont des matériaux de choix pour cette approche. Il s'agit des nanotubes de carbone (NTCs), du graphite, des mousses de carbone, des aérogels de carbones, de carbones mésoporeux et du graphène.<sup>9, 12, 19, 93, 104-111</sup> En électrolyte aqueux, bien que la capacité initiale de ces carbones pourrait être faible, la capacité

mesurée par masse de matière active augmente linéairement avec la teneur en carbone nanostructuré. Ainsi par incorporation de  $\text{MnO}_2$  dans des nanotubes de carbone, des valeurs de capacités supérieures à  $600 \text{ F g}^{-1}$  pour le matériau actif ont été obtenues.<sup>17</sup>  
<sup>112</sup> Cette augmentation des performances électrochimiques peut être expliquée par une amélioration des interfaces matière active/collecteur de courant ( $\text{MnO}_2$ /carbone) et matière active/électrolyte. La porosité des carbones nanostructurés va jouer un rôle de réserve d'électrolyte et la haute conductivité des carbones va faciliter le transfert des électrons au niveau de la surface active de  $\text{MnO}_2$ .

Cependant, cette approche va comporter des points négatifs qui sont essentiellement associés à la proportion de  $\text{MnO}_2$  dans le film composite. Généralement, les hautes valeurs de capacités spécifiques sont obtenues pour de faibles masses et épaisseurs de  $\text{MnO}_2$ . Par ailleurs, la faible densité de ces composites va conduire à des capacités volumétriques ( $\text{F cm}^{-3}$ ) peu intéressantes pour des applications industrielles.

### 1.3.2.3 Nanocomposites $\text{MnO}_2$ -polymère

Dans le but d'améliorer la stabilité chimique et mécanique, la flexibilité et la conductivité électronique des électrodes à base de  $\text{MnO}_2$ , l'utilisation de nombreux polymères a été introduite. Il s'agit principalement de la polyaniline, du polypyrrole, du polythiophène et leurs dérivés.<sup>12,21-22</sup> Dans le composite, le polymère peut jouer le rôle du substrat conducteur dans lequel seront incorporées des particules de  $\text{MnO}_2$ , comme couche mince pour décorer la surface des particules de  $\text{MnO}_2$  ou encore être intercalé dans la structure lamellaire de  $\text{MnO}_2$ . Par exemple, pour une électrode constituée d'un film de polyaniline sur lequel est déposé du dioxyde de manganèse, une capacité de  $715 \text{ F g}^{-1}$  a été reportée avec une densité d'énergie d'environ  $200 \text{ Wh kg}^{-1}$  pour une densité de courant de charge/décharge de  $5 \text{ mA cm}^{-2}$ .<sup>12</sup> Bien que ces



approches ont permis d'obtenir une excellente conductivité électronique, une haute stabilité et une bonne flexibilité mécanique pour les électrodes composites, il est important de rappeler que la masse de  $\text{MnO}_2$  reste toujours faible pour applications nécessitant de fortes densités de puissance et d'énergie.

#### 1.4 Objectifs de la thèse

Il peut être observé à partir des résultats de la littérature présentés précédemment que les électrodes à base de dioxyde de manganèse ne sont pas encore utilisées à leur plein potentiel. En effet, les valeurs de capacités dépassent rarement les  $700 \text{ F g}^{-1}$  et sont généralement inférieures à  $300 \text{ F g}^{-1}$  pour des électrodes composites préparées à partir de poudres de  $\text{MnO}_2$ . Dans la littérature de nombreux articles se focalisent sur de nouvelles approches pour améliorer les performances des électrodes composites à base de  $\text{MnO}_2$ . Pour les résultats montrant des capacités ( $\text{F g}^{-1}$ ) élevées, la proportion de  $\text{MnO}_2$  est faible, et l'incorporation de  $\text{MnO}_2$  dans des matériaux nanostructurés s'accompagne d'une diminution de la densité. Ainsi, les faibles valeurs de capacités volumétriques ( $\text{F cm}^{-3}$ ) limiteraient leur utilisation commerciale. À cause de la densité élevée de  $\text{MnO}_2$ , les poudres s'avèrent être profitables pour des applications industrielles. Néanmoins, force est de constater que pour des applications nécessitant de hautes densités d'énergie et de puissance, la capacité des électrodes de  $\text{MnO}_2$  plafonne entre 10 et 20 % de sa valeur théorique. Ces valeurs sont généralement attribuées à la faible conductivité électronique du  $\text{MnO}_2$ , bien que des additifs conducteurs soient présents en quantité suffisante dans l'électrode (10–30 % m/m).

Il apparaît donc important d'essayer de comprendre les interactions entre les composants utilisés pour la fabrication de l'électrode composite. Puis en considérant

chacun des aspects influençant les performances électrochimiques de ce type d'électrode, proposer des approches nouvelles.

La finalité de ce projet est le développement d'une électrode positive optimale constituée de  $\text{MnO}_2$ , pour son utilisation dans les supercondensateurs asymétriques carbone/ $\text{MnO}_2$ . Dans cette étude, nous nous sommes focalisés sur l'utilisation de  $\text{MnO}_2$  amorphe.

Dans un premier temps, à partir de la synthèse de  $\text{MnO}_2$  initialement utilisée par Lee et Goodenough<sup>15</sup>, l'objectif a été de préparer une électrode composite  $\text{MnO}_2$ -carbone-PTFE, puis d'étudier l'effet des additifs conducteurs à base de carbone sur les performances électrochimiques et l'accessibilité électrochimique de  $\text{MnO}_2$ .

Dans le chapitre III, il s'agissait de discuter de la formulation d'électrodes composites. Le troisième chapitre compare la préparation à partir d'un mélange mécanique entre le  $\text{MnO}_2$  et un carbone poreux (Black Pearls 2000), avec une seconde approche qui consiste à préparer des nanocomposites en solution par dépôt spontané de concentration élevée en  $\text{MnO}_2$  sur le carbone poreux.

L'influence de la taille et de la forme des particules de  $\text{MnO}_2$  sur les performances électrochimiques a été évaluée dans le chapitre IV. Le contrôle de la taille et de la forme des nanoparticules a été réalisé au travers d'une nouvelle méthode de synthèse très peu coûteuse, rapide et donnant des particules sphériques poreuses et hautement monodisperses.

Une fois l'étude des paramètres pouvant influencer les performances électrochimiques des électrodes composites achevée, il s'agissait d'exploiter différentes approches afin d'améliorer les performances des électrodes à base de dioxyde de manganèse. Le chapitre V regroupe et discute les différentes tentatives

pour améliorer l'accessibilité de l'électrolyte au niveau de l'interface matière active/électrolyte. Ces résultats concluront les travaux de thèse.

## CHAPITRE II

### EFFET DE LA NATURE DU CARBONE SUR LES PROPRIÉTÉS MORPHOLOGIQUES ET LES PERFORMANCES ÉLECTROCHIMIQUES

#### 2.1 Introduction

Depuis une quinzaine d'années le dioxyde de manganèse est largement étudié comme matériau d'électrode pour les supercondensateurs électrochimiques.<sup>11, 14-15, 84, 87, 102, 106-107, 113-115</sup> Son domaine de stabilité complémentaire à celui des électrodes de supercondensateurs à double couche électrochimique, sa densité élevée et sa grande capacité théorique en font un matériau de choix pour les dispositifs asymétriques. La combinaison d'une électrode positive de  $\text{MnO}_2$  avec une électrode négative de carbone activé va permettre d'augmenter l'énergie spécifique du dispositif. Bien que la viabilité de ces dispositifs ait été prouvée en laboratoire<sup>10, 72, 78, 111</sup>, les performances des électrodes à base de dioxyde de manganèse sont largement en dessous des espérances.<sup>12, 18, 83, 116-117</sup> Le mauvais transport des charges et la mauvaise diffusion des ions de l'électrolyte au sein du matériau actif vont être les facteurs limitant la capacité spécifique de  $\text{MnO}_2$  à basse et haute vitesse de cyclage.<sup>9</sup>

Dans le but d'améliorer la mauvaise conductivité électronique des électrodes à base de  $\text{MnO}_2$ , des additifs conducteurs sont introduits dans la formulation des électrodes composites. Similairement au domaine des batteries<sup>118-120</sup>, ce sont généralement des matériaux carbonés tels que les noirs de carbone, les nanotubes de carbone, le graphite ou encore le graphène, qui sont utilisés. Parmi l'ensemble des additifs conducteurs utilisés, ce sont les noirs de carbone (carbon black, CB)<sup>66</sup> qui

dominent le marché, tant au niveau des batteries que des supercondensateurs; en raison de leur prix, la grande conductivité électronique et la haute stabilité chimique et thermique.

Bien que la corrélation entre la surface spécifique de  $\text{MnO}_2$  et sa capacité spécifique ne soit pas très claire<sup>83, 121</sup>, les matériaux poreux hydratés amorphes de  $\text{MnO}_2$  montrent généralement les meilleures performances électrochimiques<sup>9</sup>. L'utilisation d'une structure amorphe de  $\text{MnO}_2$  avec l'ajout d'un additif conducteur dans une proportion variant de 10 à 30 % en masse conduit à une meilleure conductivité de l'électrode composite.<sup>16</sup> Excepté pour les films minces de  $\text{MnO}_2$  déposés sur des substrats conducteurs<sup>17, 122</sup>, les électrodes composites à base de poudres de  $\text{MnO}_2$  avec des masses  $> 100 \mu\text{g}$  et des épaisseurs  $> 100 \text{ nm}$ , dévoilent des capacités spécifiques qui sont plus ou moins inférieures à  $300 \text{ F g}^{-1}$ .<sup>12, 83</sup> Ainsi, la création d'un réseau conducteur dans l'électrode composite n'est pas suffisante pour améliorer de façon conséquente l'utilisation électrochimique de la masse du matériau actif.

Lors de la préparation du film composite,  $\text{MnO}_2$ , le carbone et le liant sont mélangés mécaniquement. L'homogénéité du film va donc être un paramètre qui peut influencer les performances électrochimiques. Les additifs de carbone utilisés présentent des conductivités, des tailles et des formes de particules différentes.<sup>12, 84, 91, 113, 123</sup> Dans une étude qui s'est intéressée à la diffusion de l'électrolyte à l'intérieur des pores d'une électrode de carbone activé, les mesures de porosité de l'électrode et de perméabilité de l'électrolyte, ont permis de conclure que la résistance interne de l'électrolyte au sein des pores gouverne la résistance série équivalente (ESR), et que la nature de l'additif conducteur ne serait pas un paramètre crucial.<sup>124</sup> Cependant, tandis qu'ils vont augmenter la conductivité électronique du mélange composite, leur présence, surtout la taille et la forme des particules, peut altérer la porosité intrinsèque du matériau actif, ou encore les espaces (vides) entre les particules de  $\text{MnO}_2$ , lors de



la préparation de l'électrode composite. Ce qui devrait finalement affecter la diffusion de l'électrolyte.

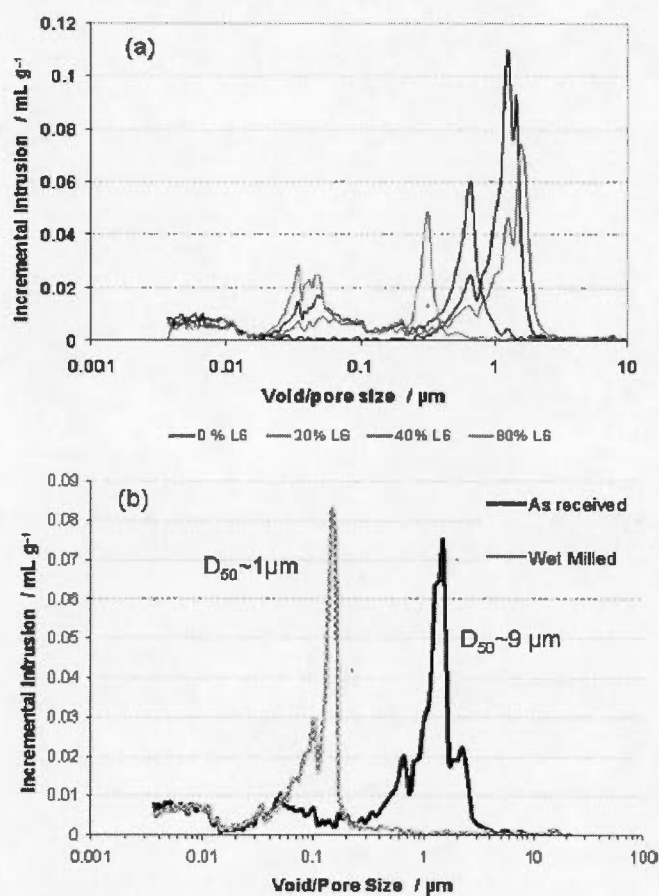
Enfin, alors que la combinaison d'un additif conducteur avec des particules de  $\text{MnO}_2$  dans la formulation des électrodes composites afin d'améliorer leurs performances électrochimiques est bien documentée,<sup>9, 12, 20, 125-127</sup> l'effet de cette combinaison sur les propriétés morphologiques et physiques des électrodes est rarement discuté.<sup>125, 128</sup> Nous croyons qu'il s'agit d'un paramètre important qui pourrait d'une certaine façon affecter les performances électrochimiques des électrodes. L'aspect principalement investigué dans ce chapitre n'est pas l'amélioration des performances des électrodes composites  $\text{MnO}_2\text{-C-PTFE}$ , mais plutôt une approche fondamentale pour déterminer les effets de la nature de l'additif conducteur sur la morphologie et les performances électrochimiques.

### 2.1.1 Additifs conducteurs et morphologie de l'électrode

Dans le cas des supercondensateurs à double couche électrochimique, quelques auteurs ont étudié la relation entre de l'influence d'additifs conducteurs sur la morphologie et les performances électrochimiques d'électrodes composites.<sup>129-131</sup> Yang *et al.* se sont intéressés à l'effet du mélange entre le matériau actif et le carbone conducteur sur les performances de l'EDLC en électrolyte organique.<sup>131</sup> Ils se sont particulièrement focalisés sur l'homogénéité des films préparés par « ball-milling ». En faisant varier le temps au cours duquel la matière active et l'additif conducteur sont mélangés, ils se sont aperçus d'une diminution drastique de la capacité spécifique après 40 min. D'après leurs conclusions, une durée excessive du mélange entre les constituants entraîne une faible conductivité, due au changement des caractéristiques de l'additif. Réciproquement, une durée optimale contribue à une bonne homogénéité des films composites et induit de bonnes performances pour



l'électrode. L'homogénéité des films constituera un paramètre important pour une bonne conductivité, donc de bonnes performances.<sup>123, 131-133</sup> Une seconde étude a démontré un effet des additifs conducteurs sur le volume poreux intra et inter-particules et sur les performances électrochimiques d'électrodes de carbones activés.<sup>130</sup> La figure 2.1 trace les graphiques obtenus avec la mesure de porosité par intrusion de mercure pour différentes proportions d'additifs conducteurs utilisés lors de cette étude.<sup>130</sup>



**Figure 2.1** Profils d'intrusion de mercure des films composites a) avec différentes proportions de noirs de carbone (L6) et b) utilisant le carbone avec et sans broyage. D'après<sup>130</sup>.

En faisant varier la proportion du noir de carbone dans la formulation de l'électrode, les auteurs confirment d'une part que l'ajout de l'additif conducteur améliore efficacement la connectivité électrique de l'électrode, et d'autre part modifie la macroporosité (*cf.* figure 2.1a).<sup>130</sup> La diminution de la taille et du volume des pores inter-particules associée à la création d'une porosité additionnelle va être caractéristique du type de carbone utilisé dans la préparation d'un film composite.<sup>130, 132</sup>

En se basant sur les travaux de Celzard *et al.*<sup>124</sup> qui ont déterminé le diamètre critique des pores en dessous duquel une forte pression est requise pour la pénétration de l'électrolyte (entre 0,46 et 0,88  $\mu\text{m}$ ), la modification de la macroporosité observée à la figure 2.1b entre une électrode préparée avec le matériau actif tel que reçu (*as-received*) et le matériau actif broyé (*wet milled*), va être responsable d'une augmentation de la résistivité ionique des électrodes préparées par broyage mécanique.<sup>130</sup>

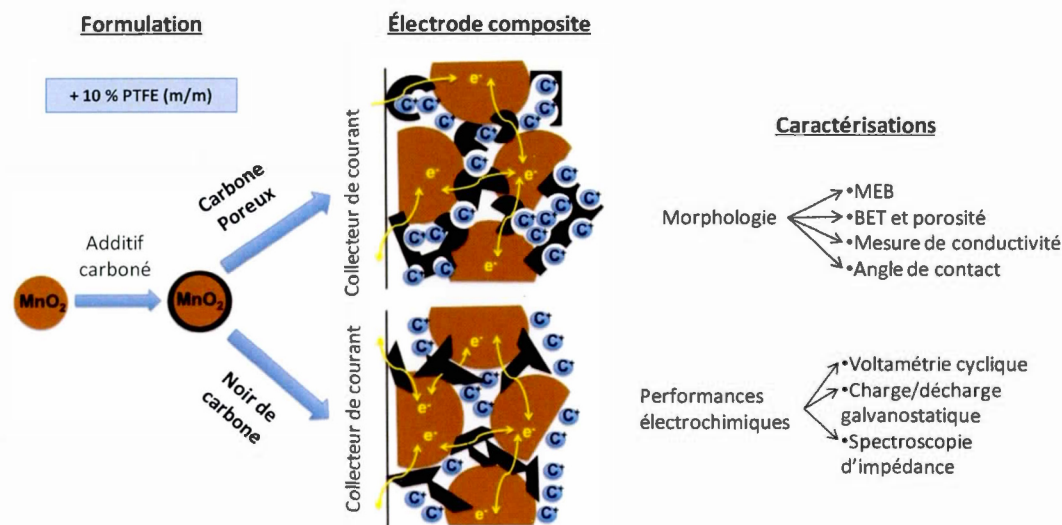
La stabilité mécanique des électrodes de supercondensateurs étant aussi un point à prendre en considération lors de la formulation d'électrodes composites, Lee et Park<sup>129</sup>, ont quant à eux étudié l'effet de nanotubes de carbones multiparois sur les propriétés électriques d'électrodes composites flexibles à base de carbone. En plus de réduire la résistivité de l'électrode composite, ces derniers assurent toujours une bonne conductivité sous des contraintes mécaniques. De plus, lors d'étirements répétés de l'électrode, les nanotubes vont s'aligner dans la direction de la contrainte pour éviter la rupture du film tout en favorisant un transport électronique efficace. Enfin, d'autres travaux ont observé l'influence du ratio additif conducteur et liant sur les performances des électrodes composites dans le domaine des batteries.<sup>134-135</sup>

### 2.1.2 Stratégies proposées

Les travaux antérieurs ont révélé l'utilisation de différents types de carbones comme additifs conducteurs ou encore comme supports pour les électrodes composites à base de dioxyde de manganèse.<sup>18, 136-137</sup> Parmi ces carbones, le noir d'acétylène (acetylene black, AB) est l'additif conducteur majoritairement utilisé dans la formulation d'électrodes due à sa grande stabilité et la bonne conductivité. Ainsi, nous nous proposons dans un premier temps d'étudier l'effet de l'ajout de cet additif sur les propriétés morphologiques des électrodes composites et d'envisager dans quelle mesure les performances électrochimiques seraient affectées.

Précédemment, il a été mentionné que l'ajout du carbone et le broyage mécanique lors de la préparation de l'électrode vont affecter la porosité macroscopique de l'électrode et possiblement entraîner une déplétion de l'électrolyte dans l'électrode. Donc, augmenter la résistivité ionique.<sup>130</sup> La substitution d'AB par un carbone poreux possédant une bonne conductivité pourrait être intéressante. Le carbone poreux va jouer à la fois le rôle d'additif conducteur et de réserve d'électrolyte. Gao et *al.* ont montré l'utilisation de carbone activé comme additif conducteur et matériau actif dans un supercondensateur asymétrique carbone/MnO<sub>2</sub>.<sup>138</sup> À titre comparatif, le noir de carbone activé Black Pearls 2000 (BP), déjà utilisé comme matériau d'électrode pour les EDLCs,<sup>139</sup> viendra remplacer AB dans la préparation de l'électrode. Puis, son influence sur les propriétés physiques et l'utilisation électrochimique du matériau actif sera évaluée.

En nous basant sur les conclusions des travaux similaires dans le domaine des supercondensateurs,<sup>130-132</sup> l'effet des additifs conducteurs sur l'homogénéité, la surface spécifique, la distribution de la taille des pores, et enfin sur les performances électrochimiques sera évalué à partir de différentes techniques de caractérisation. La figure 2.2 présente de façon schématique la méthodologie employée dans ce chapitre.



**Figure 2.2** Méthodologie proposée.

### 2.1.3 Résumé de l'article

Le premier article traite de l'effet des additifs conducteurs sur la porosité et les performances électrochimiques d'électrodes composites MnO<sub>2</sub>-C-PTFE. Deux carbones différents, le noir d'acétylène (AB) possédant une surface spécifique de 80 m<sup>2</sup> g<sup>-1</sup> et le carbone Black Pearks 2000 (BP) possédant une très grande surface spécifique de 1500 m<sup>2</sup> g<sup>-1</sup> ont été choisis. L'intérêt du BP repose à la fois sur sa conductivité acceptable comparativement à AB et sur la possibilité que sa large porosité puisse jouer le rôle d'une réserve d'espèces ioniques pour le stockage des charges. La microscopie à balayage et la mesure de surface spécifique BET ont permis d'étudier l'effet des deux formulations sur l'homogénéité et la porosité des électrodes composites. L'influence de la nature du carbone, de sa proportion dans l'électrode et de l'épaisseur des électrodes (avec et sans carbones conducteurs) sur les performances électrochimiques et l'accessibilité électrochimique de MnO<sub>2</sub> a été évaluée par voltamétrie cyclique dans 0,65 M K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> et discutée.

2.2 Article 1. Effect of the formulation of the electrode on the pore texture and electrochemical performance of manganese dioxide-based electrode for application in hybrid electrochemical capacitor

A. Gambou-Bosca and D. Bélanger

Département Chimie, Université du Québec à Montréal, CP8888, Succ. Centre Ville, Montréal, Québec, Canada H3C 3P8

Paru dans *Journal of Materials Chemistry A*, 2014, **2** (18), 6463-6473

<http://pubs.rsc.org/en/content/articlelanding/2014/ta/c3ta14910b>

2.2.1 Abstract

A composite electrode based on manganese dioxide, a binder (poly(tetrafluoroethylene, PTFE) and a carbon additive were characterized by scanning electron microscopy, nitrogen gas adsorption and electrochemistry. Two different carbon additive materials were investigated: acetylene black and a high surface area carbon black (Black Pearls 2000). It was found that the addition of the PTFE binder does not block access to the porous network of  $\text{MnO}_2$  and the two carbon powders. Unlike Black Pearls that affect the pore texture, acetylene black appears to slightly adversely affect the mesoporous surface, presumably because of its larger particle size. The electrochemical utilization of  $\text{MnO}_2$  is similar whether acetylene black or Black Pearls 2000 is used as a carbon additive. This suggests that the porosity of the latter, which could provide a pool of ionic species, does not appear to play a significant role as demonstrated by similar specific capacitance at a slow scan rate. On the other hand, the highest conductivity of acetylene black leads to slightly higher specific capacitance at higher scan rate. Finally, it is shown that using a high surface carbon support with  $\text{MnO}_2$  can cancel the effect of the larger potential

window of electroactivity of  $\text{MnO}_2$  because of its smaller electrochemical potential stability range.

### 2.2.2 Introduction

Electrochemical energy storage devices such as batteries and electrochemical capacitors are already widely used in numerous applications such as portable electronics.<sup>1-5</sup> On the other hand, improvements with respect to cost, safety and performance are required for their use for the electrification of the transportation system. In this case, they will be used to store the energy produced from renewable energy sources, such as solar and wind energy that are intermittent in nature. To meet the requirements mentioned above, advances in materials and basic understanding of the role of all components of a composite electrode are needed. These two aspects are investigated in this manuscript and more specifically for a positive electrode of a hybrid electrochemical capacitor.

Manganese dioxide has been widely studied as an active electrode material for application in aqueous electrochemical capacitors since Lee and Goodenough demonstrated in 1999 that this metal oxide is characterized by a pseudocapacitive behavior.<sup>6, 7</sup> Later, it was realized that the potential stability window of  $\text{MnO}_2$ -based electrode of about 1 V was too small to obtain a useful electrochemical capacitor.<sup>8</sup> Accordingly, a hybrid electrochemical capacitor using electrodes with different potential ranges has been proposed.<sup>8, 9</sup> Such a hybrid electrochemical capacitor can consist of a carbon negative electrode, a manganese dioxide-based positive electrode and a mild neutral electrolyte.<sup>8, 10, 11</sup> A large variety of techniques have been proposed to synthesize  $\text{MnO}_2$ , which can be produced with numerous structures, particle sizes and particle shapes.<sup>12-18</sup> Manganese dioxide is characterized by a theoretical specific capacitance of about  $1233 \text{ F g}^{-1}$  (see ESI), which is far from being experimentally attainable.<sup>13, 19</sup> Even for very thin film ( $< 100 \text{ nm}$ ) and very low mass ( $< 100 \text{ }\mu\text{g}$ )



loading of  $\text{MnO}_2$ , the specific capacitance rarely exceeds  $1000 \text{ F g}^{-1}$ .<sup>17, 19-26</sup> On the other hand, in the case of a thicker composite electrode and higher loading of  $\text{MnO}_2$ , the electrochemically addressable material is commonly in the 10 to 20 % range.<sup>6, 7, 10, 13, 17-19, 22, 27-41</sup>

Approaches to increase the low specific capacitance of the  $\text{MnO}_2$ -based electrode include the deposition of a thin  $\text{MnO}_2$  layer on carbon with various (nano)architectures<sup>12, 22, 42-45</sup> and adding a conductive additive such as carbon black, carbon nanotubes, graphite, graphene or a conductive polymer to  $\text{MnO}_2$  for the fabrication of a composite electrode.<sup>18, 38, 40, 46-50</sup> Some of the electrodes prepared by the first approach mentioned above have yielded promising specific capacitance values, but in several of these cases the  $\text{MnO}_2$  loading is either not mentioned or the film was very thin. On the other hand, composites are technologically relevant as they are widely used for fabrication of battery electrodes.<sup>51-53</sup> Such composites are fabricated by mixing an active material with a conducting carbon and an appropriate binder. Since most of the studies dealing with  $\text{MnO}_2$  were aimed at improving the specific capacitance of the electrode, little effort has been given to the role played by each of the composite electrode components.<sup>13, 28, 45, 54-56</sup> Therefore, more fundamental studies are needed to get more insight into the influence of carbon additive and also of the binder on the performance of the  $\text{MnO}_2$ -based electrode.

In this work, we report the pore texture properties and electrochemical performance of composite electrodes containing two different carbon blacks (low surface area acetylene black and high surface area Black Pearls) and  $\text{MnO}_2$  as active materials. The effect of the addition of a carbon and a binder to  $\text{MnO}_2$  on the pore texture and electrochemical properties of the composite electrodes was investigated. Furthermore, in several cases as mentioned above,  $\text{MnO}_2$  has been deposited onto a carbon support.<sup>12, 21, 42-45</sup> The consequence of using this combination will be discussed.

## 2.2.3 Experimental section

### 2.2.3.1 Preparation of the manganese oxide materials

Amorphous manganese dioxide was synthesized by precipitation by mixing a 60 ml aqueous solution containing 1.58 g of potassium permanganate (VII) with a 100 ml solution containing 3.68 g of manganese (II) acetate, at 25 °C. The resulting solution was stirred for 6 h, and a dark-brown precipitate was formed. Once the stirring was stopped, the precipitate was rinsed several times with distilled water and filtered under vacuum.<sup>7</sup> Then, the wet powder was dried at 110 °C for 12 h and milled in an agate mortar.

### 2.2.3.2 Electrodes preparation

Electrodes were prepared by pressing at  $9 \times 10^5$  Pa for 60 s a 0.25 cm<sup>2</sup> cold rolled thick film in a stainless steel grid (80 mesh, 0.127 mm, Alfa Aesar) used as current collector. The film contains the as-prepared manganese dioxide powder, 10 wt% PTFE binder (poly(tetrafluoroethylene), Aldrich), acetylene black carbon (Alfa Aesar) or Black Pearls carbon (Cabot) in ethanol (Aldrich). As indicated in Table 2.1, electrodes were prepared with different amounts of MnO<sub>2</sub> and conductive carbon material.

### 2.2.3.3 Morphological and structural characterization

XRD was performed with an X-ray diffractometer (X'Pert system, Philipps) at  $2\theta = 15-90^\circ$  using monochromatic Cu K $\alpha$  radiation ( $\lambda=1.541874$  Å) operated at 50 kV/40 mA controlled by X'Pert Data Collector software.

A scanning electron microscope (JEOL JSM-7600F) was used to analyze the morphological characteristic of  $\text{MnO}_2$ , acetylene black and Black Pearls particles as well as the composite electrodes.

The nitrogen adsorption-desorption isotherm was measured using Autosorb-1 (Quantachrome instruments, USA) controlled by AS1Win software. The specific surface area (SSA) was evaluated using the Brunauer-Emmett-Teller (BET) method, which extends model of gas sorption to the multilayer.<sup>57, 58</sup> The volume of gas adsorbed for relative pressures ranging between  $1 \times 10^{-5}$  and 1 was recorded. By using the  $\text{N}_2$  adsorption data, it is possible to calculate the BET specific surface area of microporous materials. The BET equation is normally solved by plotting  $1/(V[(P_0/P) - 1])$  versus  $P/P_0$ , which corresponds to the linearization of a part of the isotherm that corresponds to the presence of a monolayer. However, the assumptions made in the BET theory do not take into account micropore filling. Despite this drawback it is easy to apply and is widely accepted.

The specific surface area (SSA) is calculated by:

$$SSA = \left( \frac{V_m}{M_v} \right) N_A \sigma \quad (2.1)$$

where  $V_m$  is the volume of a monolayer per unit mass of the adsorbant,  $M_v$  is the molar volume (22414 mL),  $N_A$  is the Avogadro number and  $\sigma$  is the cross-sectional area of the adsorbate and equals  $0.162 \text{ nm}^2$ .

The BET surface area of the various  $\text{MnO}_2$ -carbon-PTFE composite electrodes was evaluated and compared with the value calculated by assuming a linear combination of the contribution of each component as reported in eqn (2.2)

$$SSA_{\text{Calc}} = x SSA_{\text{MnO}_2} + y SSA_{\text{Carb}} + z SSA_{\text{PTFE}} \quad (2.2)$$

where SSA is the specific surface area of each material,  $x$ ,  $y$  and  $z$  are the weight fraction of  $\text{MnO}_2$ , the carbon additive and PTFE in the composite electrode, respectively.

The pore size distributions were calculated using Density Functional Theory (DFT) or methods of molecular simulation as the Monte Carlo simulation (MC). Complex mathematical formulae are applied as model of gas-solid, gas-gas or gas-liquid interactions and taking into consideration the pore geometry. DFT and Monte Carlo simulations lead to a more accurate density profiles for the confined fluid as a function of temperature and pressure. From these density profiles the amount adsorbed can be derived. Gas-solid interactions are “calibrated” against real isotherm data of non-porous material. Gas-gas liquid interactions are “calibrated” against physical data (*e.g.* boiling points). These models are used by *AS1Win* software to get the pore size distribution.

Conductivities of composite electrodes were calculated from resistance measured with a Four-terminal sensing system (Pro4-4400, Lucas-Signatone, Canada) controlled by the Pro4 software.

#### 2.2.3.4 Electrochemical measurements

Electrochemical studies were performed using a standard three-electrode cell containing a 0.65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  aqueous solution degassed with purified nitrogen gas at room temperature. A composite electrode was used as the working electrode, with platinum gauze and the  $\text{Ag}/\text{AgCl}$  (3 M  $\text{NaCl}$ ) as the counter electrode and the reference electrode, respectively. All electrochemical measurements were performed using a potentiostat/galvanostat (VMP3) controlled by EC-Lab electrochemical software. Capacitive behavior of the electrodes was studied by cyclic voltammetry (CV) within a potential range of  $-0.1$  to  $0.9$  V vs.  $\text{Ag}/\text{AgCl}$  at scan rates of 2–200 mV

$s^{-1}$ . To calculate the specific capacitance ( $C$ ), the anodic or cathodic voltammetric charge ( $Q$ ) was evaluated by integration of a CV curve, and subsequently divided by the mass of the electrode ( $m$ ) and the width of the potential window ( $\Delta V$ ):

$$C = Q/m\Delta V \quad (2.3)$$

To investigate the effect of carbon in a composite electrode, the specific capacitance of manganese dioxide ( $C_{MnO_2}$ ) was calculated by subtracting the proportion of  $C_{carb}$  measured for a 90 wt% carbon–10 wt% PTFE electrode from the specific capacitance, and then dividing by the proportion of  $MnO_2$ .

$$C_{MnO_2} = \frac{C - (yC_{carb} + (zC_{PTFE} = 0))}{x} \quad (2.4)$$

where  $x$ ,  $y$  and  $z$  are the weight fraction of  $MnO_2$ , the carbon additive and PTFE in the composite electrode, respectively.

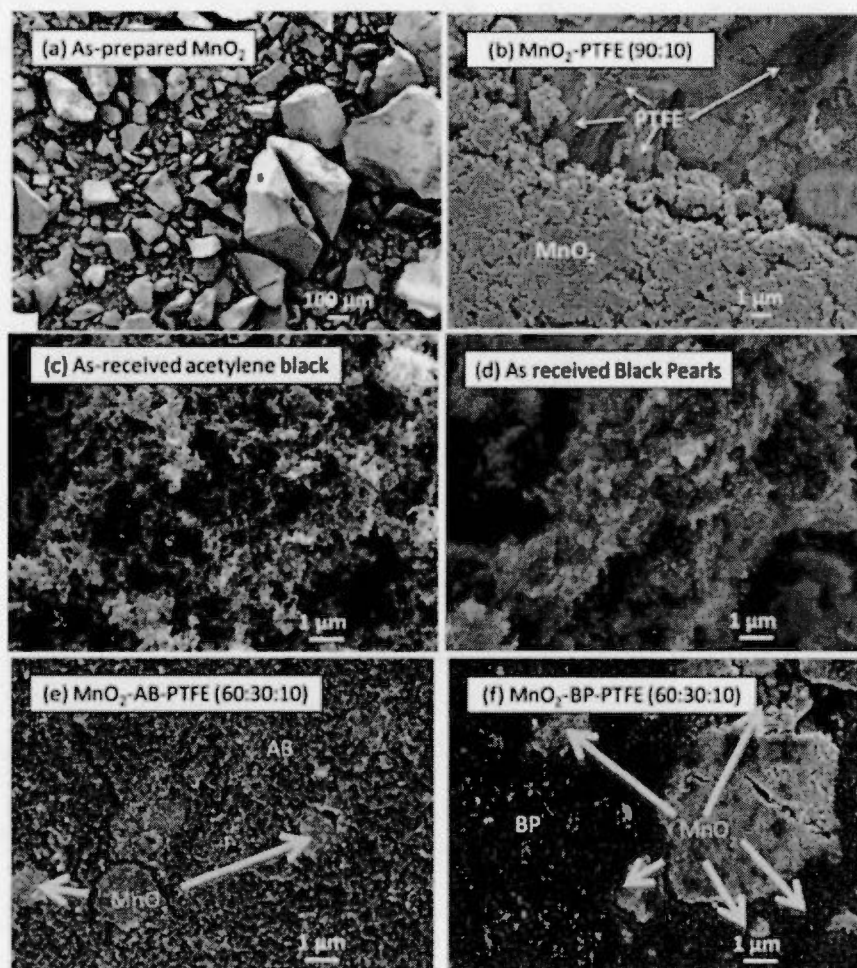
## 2.2.4 Results and discussion

### 2.2.4.1 Morphology of materials and composite electrodes

SEM micrographs of the various materials investigated in this work are shown in Fig. 2.3. The SEM micrograph of  $MnO_2$  presented in Fig. 2.3a shows a non-homogeneous distribution of  $MnO_2$  particles aggregates. In agreement with a previous study, the particle size range between 100 and 2000 nm.<sup>13</sup> Composite electrodes consisting of an active electrode material with only PTFE are also included in Fig. 2.3. The SEM micrograph for the  $MnO_2$ –PTFE composite shows a non-uniform surface, which presumably arises from the wide range of the particle sizes of the metal oxide. It is also possible to see how the binder spread between particles (Fig. 2.3b). On the other hand, the surface of the AB and BP-based electrodes is rough and porous with particle size of about 50 and 20 nm, respectively (Fig. 2.3c



and d). This surface morphology should allow easy penetration of the electrolyte into the electrode. SEM micrographs of  $\text{MnO}_2$ -carbon-PTFE composite electrode obtained at low magnification clearly show that  $\text{MnO}_2$  particles and carbon are homogeneously mixed (ESI, Fig. 2.12). At higher magnification, Fig. 2.3e and f show that in both cases, the manganese oxide particles are not very well connected.



**Figure 2.3** SEM micrographs at different magnifications of a) as-prepared  $\text{MnO}_2$ , b) 90 wt%  $\text{MnO}_2$ -10 wt% PTFE, c) as-received acetylene black, d) as-received Black Pearls, e) 60 wt%  $\text{MnO}_2$ -30 wt% AB-10 wt% PTFE, f) 60 wt%  $\text{MnO}_2$ -30 wt% BP-10 wt% PTFE.



#### 2.2.4.2 Pore texture of the materials and composite films

The nitrogen gas adsorption isotherm was measured at 77 K for each individual material and composite electrodes and their respective BET specific surface area are given in Table 2.1. The BET specific surface areas for the four individual materials are in agreement with those reported in the literature.<sup>7, 13, 18, 59</sup> In addition, the BET surface areas for composite films, with 10 wt% of PTFE, are also included in Table 2.1 together with the values corrected for the mass of each active carbon and MnO<sub>2</sub> electrode material. As expected, the measured BET surface area decreases upon addition of PTFE but the corrected values are in very good agreement with those of the pure materials. These data demonstrate that the addition of PTFE does not adversely affect the porosity of the active materials, for example by infiltration in the smaller pores that contribute the most to the surface area. The BET surface area of the various MnO<sub>2</sub>–carbon–PTFE composite electrodes was also evaluated and compared with the value calculated by assuming a linear combination of the contribution of each component (Table 2.1).

Tableau 2.1 List of investigated materials and electrodes with their composition, specific surface area, and conductivity<sup>a</sup>.

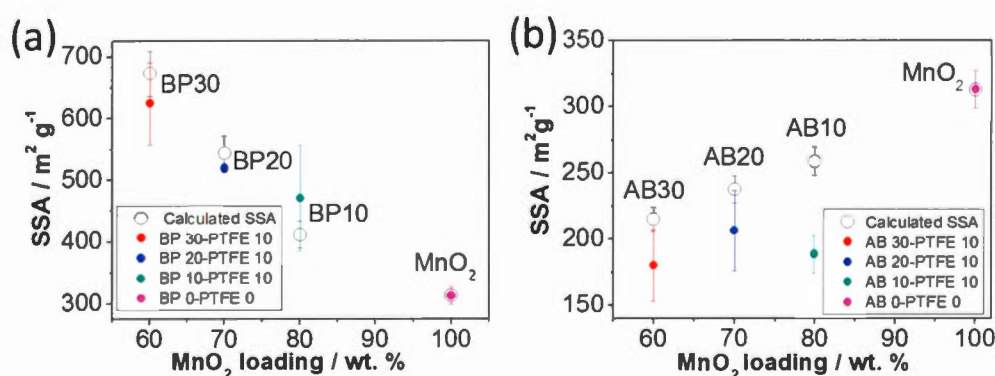
Sample	MnO <sub>2</sub> loading (mg cm <sup>-2</sup> )	Thickness (μm)	Specific surface area <sup>b</sup> (m <sup>2</sup> g <sup>-1</sup> )	Calculated SSA <sup>c</sup> (m <sup>2</sup> g <sup>-1</sup> )	Conductivity (S m <sup>-1</sup> )
Powder					
MnO <sub>2</sub>	—	—	313	—	—
AB	—	—	90	—	—
BP	—	—	1556	—	—
PTFE	—	—	2	—	—
Composite electrode (%)					
MnO <sub>2</sub> (90)	34	143	283	314	0.1
AB (90)	—	140	80	90	555
BP (90)	—	140	1437	1597	385
MnO <sub>2</sub> -AB (60-30)	14	146	180	215	74
MnO <sub>2</sub> -AB (70-20)	18	150	206	237	—
MnO <sub>2</sub> -AB (80-10)	17	150	188	259	—
MnO <sub>2</sub> -BP (60-30)	13	186	625	655	82
MnO <sub>2</sub> -BP (70-20)	18	150	520	530	—
MnO <sub>2</sub> -BP (80-10)	23	150	471	406	—

<sup>a</sup> Each electrode is made with 10 wt% PTFE

<sup>b</sup> Specific surface area calculated from BET model

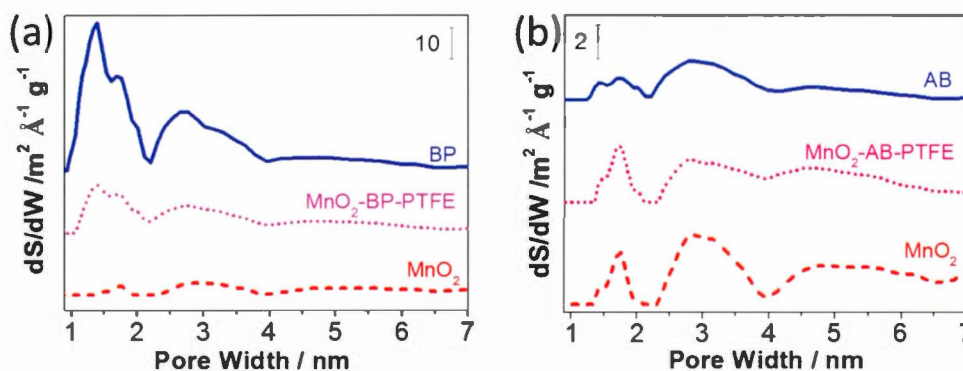
<sup>c</sup> Specific surface area calculated from eq. 2

Fig. 2.4a and b present a plot of the measured and calculated BET surface area as a function of the  $\text{MnO}_2$  wt%. In Fig. 2.4a for  $\text{MnO}_2$ -BP-PTFE electrodes, it is shown that the BET surface area decreases from about 650 to 310  $\text{m}^2 \text{g}^{-1}$  when the  $\text{MnO}_2$  content increases from 60 to 100 wt%. Interestingly, the calculated BET surface areas track fairly well the experimental values. The decrease of the BET surface area is consistent with the smaller surface area of  $\text{MnO}_2$  relative to BP. In contrast, Fig. 2.4b shows that the BET surface area for  $\text{MnO}_2$ -AB-PTFE increases slightly when the amount of  $\text{MnO}_2$  in the composite increases but not as much as expected. Despite some large uncertainty in the BET surface area values, the experimental data appear to be consistently smaller than the calculated values. Thus, in contrast to the BP-based electrode, the addition of AB seems to have an influence on the porosity of the composite electrode. The inhomogeneity of the  $\text{MnO}_2$  particle size could possibly explain the relative large standard deviation of the measured specific surface area. In order to get some insight into the influence of the carbon additive on the BET surface area, the pore size distribution of the materials was investigated and the results are presented below for one representative set of materials.



**Figure 2.4** Measured and calculated BET specific surface area as a function of  $\text{MnO}_2$  loading of, a)  $\text{MnO}_2$ -BP-PTFE and b)  $\text{MnO}_2$ -AB-PTFE composite electrodes.

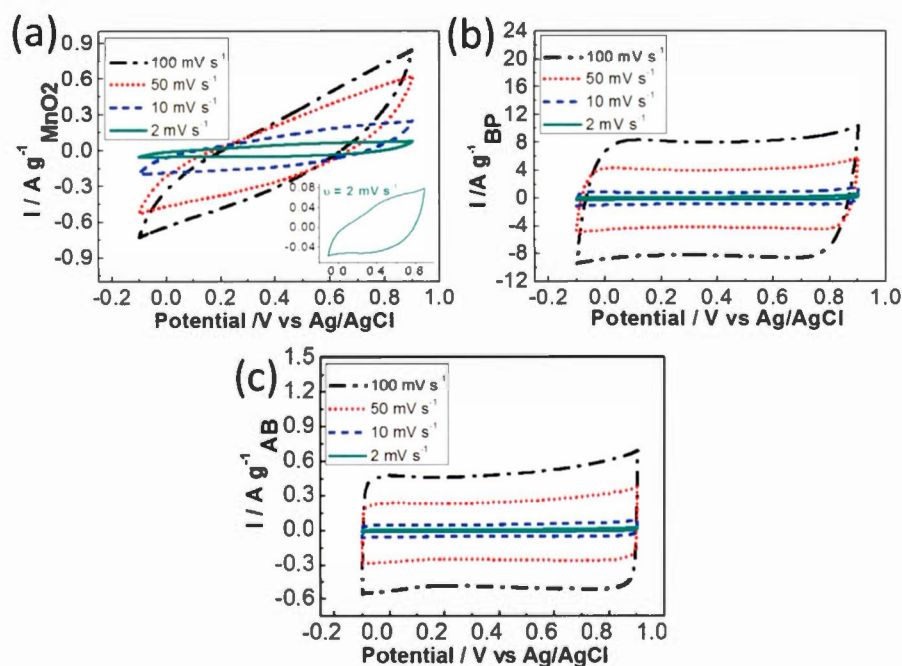
Fig. 2.5 shows the pore size distribution for each carbon,  $\text{MnO}_2$  and for composite electrodes containing 60 wt%  $\text{MnO}_2$ , 30 wt% carbon (BP or AB) and 10 wt% PTFE. By taking the pore size distribution of  $\text{MnO}_2$  as the reference, the addition of 30 wt% BP increases the contribution of the micropores due to the presence of microporous BP and the larger mesopores of  $\text{MnO}_2$  in the range of 3 nm does not seem to be affected. In contrary, the contribution of the same mesopores decreases upon addition of AB. This might explain the lower measured BET surface area relative to the calculated value (see above) presumably because these pores will be partially blocked by the addition of AB particles.



**Figure 2.5** Pore size distributions of a)  $\text{MnO}_2$ ; BP, 60 wt%  $\text{MnO}_2$ –30 wt% BP–10 wt% PTFE and b)  $\text{MnO}_2$ ; AB, 60 wt%  $\text{MnO}_2$ –30 wt% AB–10 wt% PTFE composite electrodes.

#### 2.2.4.3 Electrochemical characterization

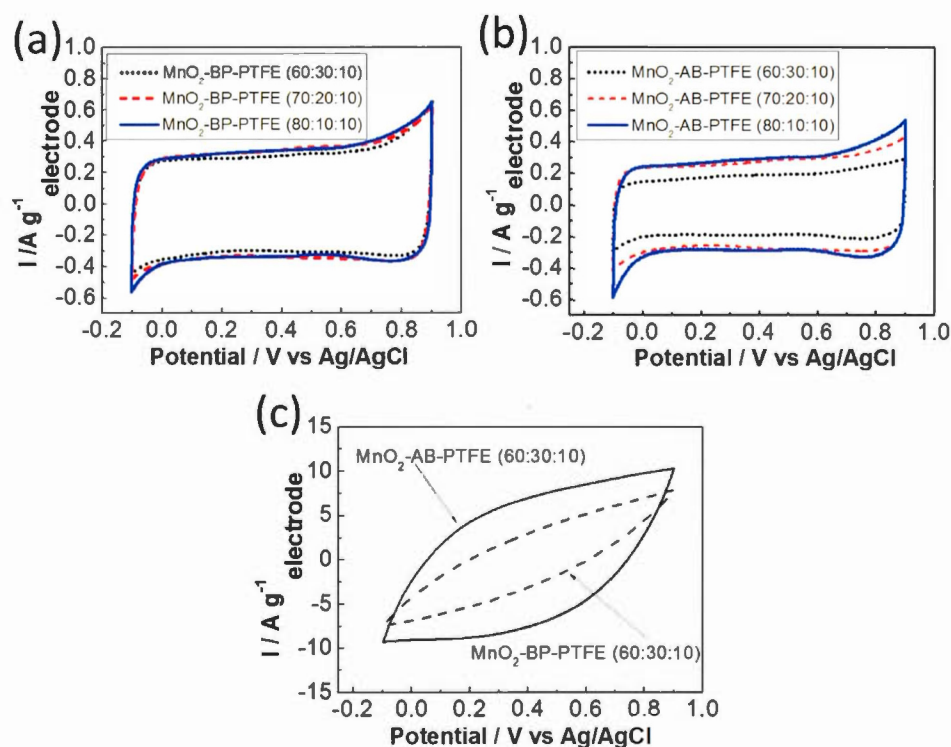
**Cyclic voltammetry.** Representative cyclic voltammograms of two carbons and  $\text{MnO}_2$ -based electrode materials with only PTFE (10 wt%) binder are presented in Fig. 2.6. Those are shown for comparative purpose to illustrate typical behavior observed for these electrodes and the role of carbon additive and the effect of the electrode conductivity. Cyclic voltammograms for BP and AB-based electrodes show the typical rectangular shape of capacitive carbonaceous materials at 2 and 100  $\text{mV s}^{-1}$ .<sup>10, 60</sup> A slightly stronger polarization is noticeable for the BP electrode due to its lower conductivity (Table 2.1). The BP electrode is characterized by a much larger specific capacitance, as expected for this high surface area activated carbon. In agreement with previous reports, the resistive effect of  $\text{MnO}_2$  is clearly illustrated in the cyclic voltammogram of the  $\text{MnO}_2$ -electrode.<sup>18, 28, 40, 61</sup> The electronic conductivity of  $\text{MnO}_2$  electrode is at least 3 orders of magnitude smaller than that of the two carbons based electrodes (Table 2.1).



**Figure 2.6** Cyclic voltammograms in 0.65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  at different scan rates of a) 90 wt%  $\text{MnO}_2$ –10 wt% PTFE and inset CV at  $v = 2 \text{ mV s}^{-1}$ , b) 90 wt% BP – 10 wt% PTFE and c) 90 wt% AB–10 wt% PTFE. See Table 2.1 for  $\text{MnO}_2$  loading.

Fig. 2.7 shows that the addition of either AB or BP in proportion ranging from 10 to 30 wt% induces a significant change of the cyclic voltammograms of the  $\text{MnO}_2$ -based electrodes (Fig. 2.6a), which become rectangular in shape and resemble those of a carbon electrode (Fig. 2.7a and b). Similar electrochemical behavior is observed at low scan rate but stronger polarization is found at higher scan rate for the  $\text{MnO}_2$ –BP electrode (Fig. 2.7c), in line with the behavior of the carbon only electrodes (Fig. 2.6) and the larger electronic conductivity of the  $\text{MnO}_2$ –AB–PTFE electrode relative to the  $\text{MnO}_2$ –BP–PTFE electrode (Table 2.1).

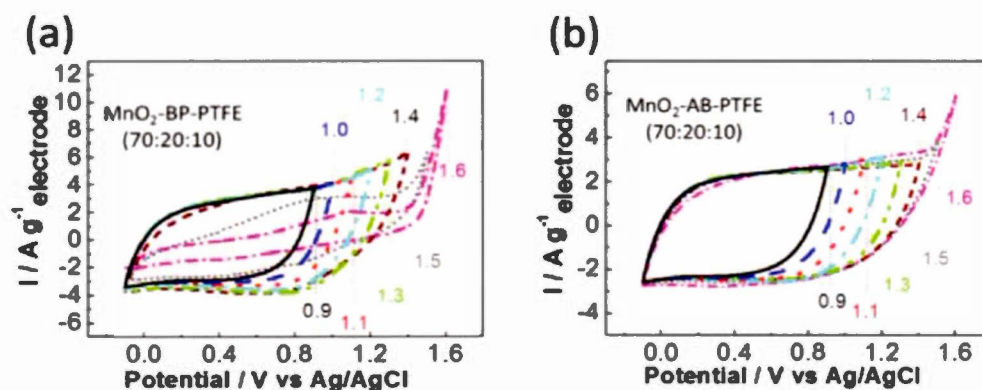




**Figure 2.7** Cyclic voltammograms in 0.65 M K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> of a) electrode with different amount of MnO<sub>2</sub>- BP-PTFE at scan rate = 2 mV s<sup>-1</sup>, b) electrode with different amount of MnO<sub>2</sub>-AB-PTFE at scan rate = 2 mV s<sup>-1</sup> and c) a 60 wt% MnO<sub>2</sub>-30 wt% carbon (AB or BP)-10 wt% PTFE composite electrode at scan rate= 100 mV s<sup>-1</sup>. See Table 2.1 for MnO<sub>2</sub> loading.

**Potential range of electrochemical stability.** The effect of the carbon additive on the potential range of electrochemical stability of the MnO<sub>2</sub>-carbon-PTFE electrodes was investigated in 0.65 M K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> by keeping the negative potential limit at -0.1 V and changing the positive potential limit from 0.9 to 1.6 V and using the same electrode for the complete set of CVs presented in Fig 2.8. Figs. 2.8a and b show a typical rectangular-like shape CV (please note that some polarization is clearly

noticeable) when the positive potential limit is below 1 V. The potential limit for which a capacitive behavior is observed for the  $\text{MnO}_2$ -AB-PTFE electrode can be extended to 1.4 V. On the other hand, the increase of the current observed when the positive potential limit is set higher than 1.2 V for the  $\text{MnO}_2$ -BP-PTFE electrode is due to the electrochemical oxidation of the BP carbon. In this case, the Coulombic efficiency becomes smaller for the composite electrode using the BP carbon than that made with AB (ESI, Fig. 2.13). Furthermore, when the positive potential limit is set at 1.5 V and higher, a significant decrease of the capacitance is noticeable. This is due to the further irreversible oxidation of carbon that causes an increase of the resistance of the electrode and presumably loss of electrical connection between  $\text{MnO}_2$  domains of the composite electrode. The current onset observed for both electrodes when the positive potential limit is set higher than 1.5 V is presumably due to the oxygen evolution reaction occurring on  $\text{MnO}_2$ .<sup>11</sup> A plot of the Coulombic efficiency as a function of the positive potential limit (ESI, Fig. 2.13) obtained from this set of cyclic voltammogram reveals that the operating range of a composite electrode made with AB as a carbon additive can be extended by about 300 mV in comparison to BP. Since the specific energy of a hybrid electrochemical capacitor depends on the cell voltage,<sup>62</sup> these results indicate that the utilization of Black Pearls carbon as a conductive material will limit the specific energy of electrochemical capacitors using  $\text{MnO}_2$ -BP-PTFE active electrode materials. This was expected because a more positive potential limit is usually recorded with  $\text{MnO}_2$  than carbon and justifies the replacement of the carbon electrode by a  $\text{MnO}_2$  electrode to obtain larger cell voltage.<sup>8,9</sup> This aspect will be discussed further below (see General discussion) even if the goal of this paper was to investigate the effect of the porosity and conductivity of the carbon additive and not obtain the best performance, it is important to mention that carbon was sometimes used as support onto which  $\text{MnO}_2$  was deposited.<sup>22, 55, 63, 64</sup>

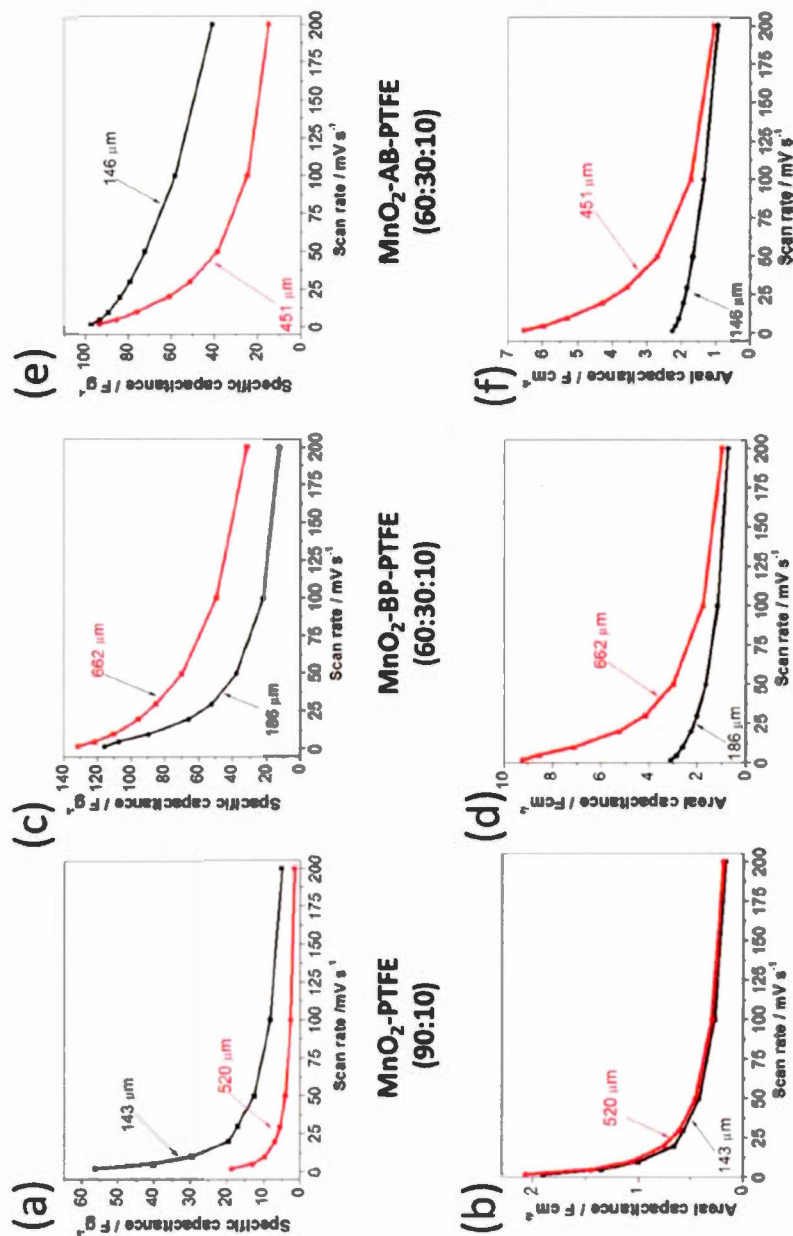


**Figure 2.8** Cyclic voltammograms of a composite electrode with 70 wt%  $\text{MnO}_2$ –20 wt% Carbon (AB or BP)–10 wt% PTFE measured in 0.65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  at  $20 \text{ mV s}^{-1}$  a) with BP as carbon additive b) with AB as carbon additive. The cyclic voltammograms were recorded with one electrode by gradually increasing the positive potential limit from 0.9 to 1.6 V. Ten cycles were recorded for each positive potential limit and the cycle voltammogram for the 10<sup>th</sup> cycle is shown in all cases.

**Effect of film thickness.** In a first set of experiments,  $\text{MnO}_2$ –PTFE (90:10) electrodes of two different thicknesses were characterized by cyclic voltammetry between  $-0.1$  and  $0.9 \text{ V}$ . The variation of the specific capacitance of the electrode as a function of scan rate is illustrated in Fig. 2.9a up to a scan rate of  $200 \text{ mV s}^{-1}$ . A significant decrease of the specific capacitance is noticed for both films. This is expected for a composite electrode containing a low conductivity material ( $\text{MnO}_2$ ) without any carbon additive.<sup>19</sup> Table 2.1 shows that the conductivity of the electrode is  $0.1 \text{ S m}^{-1}$ . Interestingly, a plot of the areal capacitance of the electrode for the two film thicknesses almost superimposed nicely (Fig. 2.9b). This is compelling evidence for the low electrochemical utilization of  $\text{MnO}_2$  with these electrodes. In fact, one can conclude that approximately the same amount of material is electrochemically

addressable for these two electrodes. By taking a theoretical voltammetric charge of  $1110 \text{ C g}^{-1}$ ,<sup>19</sup> it is possible to determine that an average thickness of about  $6.5 \text{ }\mu\text{m}$  is involved in the charge storage process at a scan rate of  $2 \text{ mV s}^{-1}$  and this thickness decreases to only  $900 \text{ nm}$  at  $100 \text{ mV s}^{-1}$ .

A second set of similar measurements was performed with  $\text{MnO}_2$ -carbon-PTFE composite electrodes and the results are presented in Figs. 2.9c and d with BP as a carbon additive and in Figs. 2.9e and f with AB as a carbon additive. The specific capacitance also decreases with an increase of the scan rate although the fade of the capacitance is more gradual than for electrodes made without a carbon additive. The main observation is that the specific capacitance of both thin and thick films is similar at slow scan rate. This differs from the case of the  $\text{MnO}_2$ -PTFE electrode and suggests the presence of channels through the electrode thickness, which allows efficient ionic diffusion and charge storage. In these conditions, the charge storage process occurs over a much larger film thickness relative to the  $\text{MnO}_2$ -PTFE electrodes (Figs. 2.9a and b). This is clearly not the case at high scan rate (Figs. 2.9c and d). Some differences notable between the behavior of AB and BP will be discussed in more detail below.



**Figure 2.9** Variation of the specific capacitance (a, c and e) and areal capacitance (b, d and f) as a function of scan rate for: (a and b) two 90 wt% MnO<sub>2</sub>-10 wt% PTFE composite electrodes with different thicknesses, (c and d) 60 wt% MnO<sub>2</sub>-30 wt% BP-10 wt% PTFE, (e and f) 60 wt% MnO<sub>2</sub>-30 wt% AB-10 wt% PTFE. See Table 2.2 for the material loading of the electrodes.



**Effect of  $\text{MnO}_2$  and carbon content.** The contribution of the carbon and  $\text{MnO}_2$  processes to the total capacitance of the composite electrodes having different compositions were determined from the cyclic voltammogram (see Section cyclic voltammetry) recorded in 0.65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  at a scan rate of 2 and 100  $\text{mV s}^{-1}$  and are reported in Table 2.2 and Fig. 2.10.

Fig. 2.10a and Table 2.2 show that while the double-layer capacitance of BP carbon is higher than AB, it is much more affected by an increase of the scan rate. These observations can be related to the higher surface area and porosity of BP relative to AB. At high scan rate, diffusion in the highly porous BP is limiting and as a consequence, the specific capacitance decreases. Moreover, it should be noted that the electronic conductivity of the 90 wt% AB–10 wt% PTFE composite electrode is slightly higher than that of the 90 wt% BP–10 wt% PTFE. The scan rate dependence of the specific capacitance of the  $\text{MnO}_2$ –carbon–PTFE is plotted in Figs. 2.10b–e. As expected, in all cases the specific capacitance decreases with an increase of the scan rate. The specific capacitance at 2  $\text{mV s}^{-1}$  by considering the total electrode mass, for electrodes prepared with 30 wt% of BP or AB are 134 and 100  $\text{F g}^{-1}$  respectively, and decreases by 56 % with BP and 42 % with AB at 100  $\text{mV s}^{-1}$  (Table 2.2 and Fig. 2.10b). The higher specific capacitance at low scan rate for the electrode made with BP as a carbon additive is attributed to the larger double-layer capacitance of BP relative to AB. At 100  $\text{mV s}^{-1}$ , diffusion of electrolyte ions in the BP porous structure becomes limiting, a stronger polarization is seen on the cyclic voltammograms and the difference of specific capacitance becomes smaller. The scan dependence of the normalized specific capacitance shown in Fig. 2.10c is similar for electrodes using both carbon additives. On the other hand, the variation of the specific capacitance reported by mass unit of  $\text{MnO}_2$  and computed from eqn (2.4) is more informative (Fig. 2.10d). Interestingly, the contribution of the pseudocapacitance process associated with  $\text{MnO}_2$  is similar whether AB or BP is used at 2  $\text{mV s}^{-1}$  (Fig. 2.10d). At 100  $\text{mV s}^{-1}$  the specific capacitance retention is higher with AB. This can be



explained by the higher conductivity of AB particles relative to the BP particles. It is also important to note that the density of the latter is significantly smaller ( $0.28 \text{ g cm}^{-3}$ ) than that of the  $\text{MnO}_2$ -AB-PTFE electrode ( $0.40 \text{ g cm}^{-3}$ ). This demonstrates that despite a larger pool of the electrolyte in the mesoporous BP-based electrode, the charge storage process appears to be more affected by the electronic conductivity of the composite electrode. Fig. 2.10e and f show the scan rate dependence of the specific capacitance for composite electrodes prepared with various contents of AB and BP as carbon additives. The maximum specific capacitance at  $2 \text{ mV s}^{-1}$  was obtained with the 80 wt%  $\text{MnO}_2$ -10 wt% BP-10 wt% PTFE electrode. It is noticeable that when the amount of  $\text{MnO}_2$  increases from 60 to 80 wt%, the specific capacitance of the  $\text{MnO}_2$ -carbon-PTFE composite at  $2 \text{ mV s}^{-1}$  increases from 134 to  $150 \text{ F g}^{-1}$  with BP and 100 to  $141 \text{ F g}^{-1}$  with AB. However at high scan rate, decreasing the amount of carbon in the composite results in a loss of specific capacitance that is related to the decrease of the conductivity of the electrode.

Tableau 2.2 Composition of composite electrodes and their physical and electrochemical characteristics<sup>a</sup>.

Composite electrode <sup>a</sup> (wt%)	MnO <sub>2</sub> loading (mg cm <sup>-2</sup> )	Thickness (μm)	Decreasing rate of from			Decreasing rate of C <sub>MnO2</sub> from		
			C at 2 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> )	C at 100 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> )	C at 2 at 100 mV s <sup>-1</sup> (%)	C at 2 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> MnO <sub>2</sub> )	C at 100 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> MnO <sub>2</sub> )	2 at 100 mV s <sup>-1</sup> (%)
MnO <sub>2</sub> (90)	34	143	56	8	86	56	8	86
AB (90)	112	520	18	3	86	18	3	86
BP (90)	—	140	5	5	0	—	—	—
MnO <sub>2</sub> -AB (60-30)	—	140	100	83	17	—	—	—
	14	146	100	58	42	164	77	53
	42	451	93	25	73	153	39	75
MnO <sub>2</sub> -AB (70-20)	18	150	130	62	52	184	88	52
MnO <sub>2</sub> -AB (80-10)	17	150	141	62	56	175	77	56
MnO <sub>2</sub> -BP (60-30)	13	186	134	59	56	174	55	68
	43	662	116	22	81	143	0	100
MnO <sub>2</sub> -BP (70-20)	18	150	142	46	68	175	43	75
MnO <sub>2</sub> -BP (80-10)	23	150	150	43	70	183	37	80

<sup>a</sup> Each electrode is made with 10 wt% PTFE

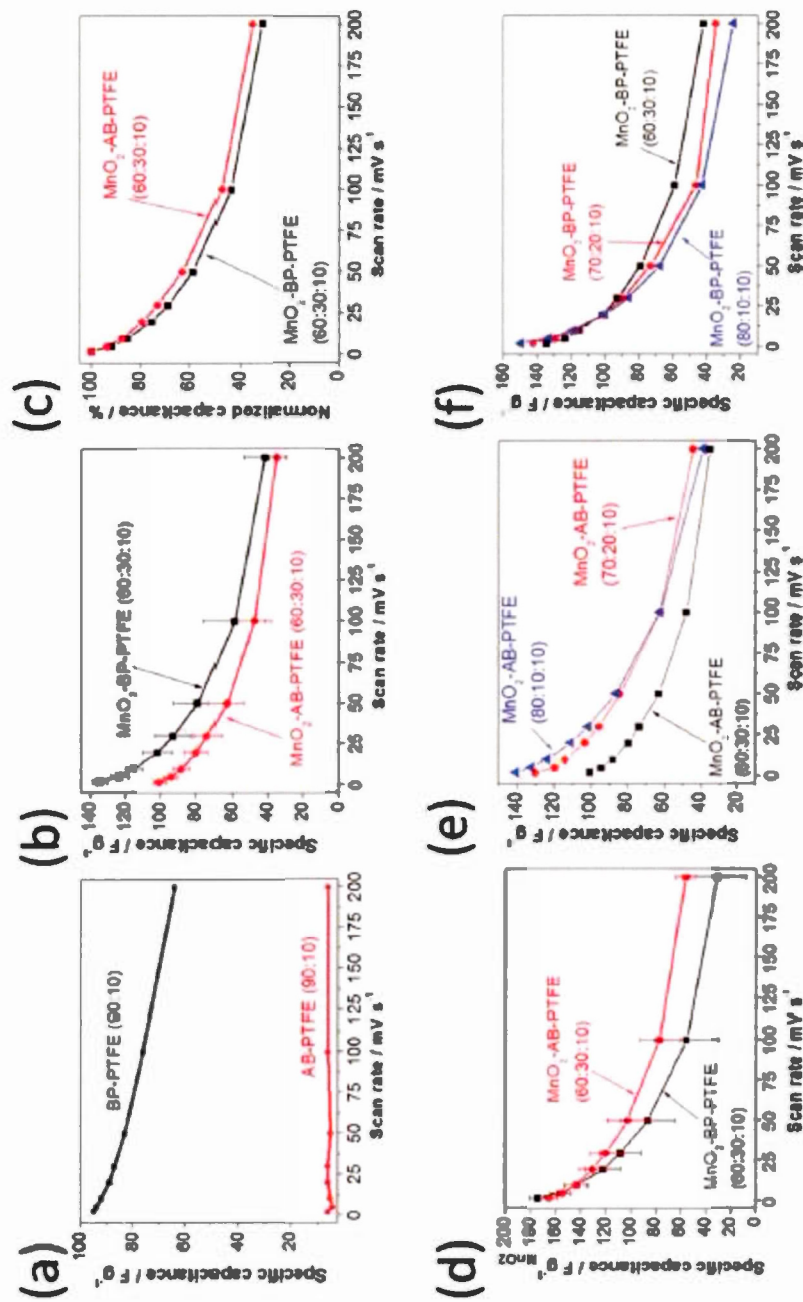


Figure 2.10 Variation of the specific capacitance as a function of scan rate for a) 90 wt% BP-10 wt% PTFE and 90 wt% AB-10 wt% PTFE, b) 60 wt% MnO<sub>2</sub>-30 wt% (BP or AB)-10 wt% PTFE, c) Plotted relative capacitance as a function of scan rate of 60 wt% MnO<sub>2</sub>-30 wt% (BP or AB)-10 wt% PTFE; d) SC by mass of MnO<sub>2</sub>, e) SC for electrodes with different amount of AB, f) SC for electrodes with different amount of BP.

#### 2.2.4.4 Stability

Even if it is not the aim of the present study, the stability of the composite electrode during constant current charge/discharge cycling was also investigated (ESI, Fig. 2.14). Both  $\text{MnO}_2$ -AB-PTFE and  $\text{MnO}_2$ -BP-PTFE electrodes showed a 10 % decrease of the specific capacitance during the first 200 cycles. On subsequent cycling up to 1000 cycles, the specific capacitance of the AB-based electrode remains stable whereas a continuous decrease is noticeable for the BP-based electrode presumably because it is more susceptible to oxidative decomposition, as illustrated above (Fig. 2.8).

#### 2.2.5 General discussion

In this general discussion, the major findings of this work will be discussed and the significance of the results with respect to the application of  $\text{MnO}_2$ -based composite electrode in a hybrid aqueous electrochemical capacitor will be highlighted. In this work, composite electrodes were prepared by mixing  $\text{MnO}_2$ , a carbon additive (acetylene black or Black Pearls 2000) and PTFE. Each component of the composite electrode have a specific function;  $\text{MnO}_2$  contributes to the charge storage, a conducting carbon additive is used when the active material has low conductivity and a binder (PTFE) is used to provide the integrity of the composite electrode.

##### 2.2.5.1 Effect of the components of the composite electrode on its pore texture

Previous studies have shown that  $\text{MnO}_2$  is characterized by a modest electrochemical utilization, which is typically in the 20 % range.<sup>6, 7, 10, 13, 17-19, 22, 27-41,</sup>

<sup>65</sup> A first set of experiments was aimed at getting some insight into the effect of the

carbon additive and the binder on the pore texture by nitrogen gas adsorption. The hypothesis was that either of these components (most likely the binder) could infiltrate the porosity of the active electrode material and block a fraction of the surface and thus prevent the electrochemical utilization of  $\text{MnO}_2$ . A first and significant result is that the addition of PTFE does not lead to a decrease of the accessibility to the pores (by  $\text{N}_2$  molecules) of the metal oxide. A similar observation is made for the  $\text{MnO}_2$ -BP-PTFE composite. On the other hand, even if some caution is needed, it appears that addition of AB causes a slight decrease of the accessible surface area of the composite electrode. The fact that the size of AB particles is larger than that of BP particles might explain our observation. Nonetheless, the exact reason of the effect observed for the  $\text{MnO}_2$ -AB-PTFE composite is not clear at the moment and requires further investigation. In summary, the pore texture of the materials does not appear to be strongly affected and in fact, the composite electrode seems to behave like as expected by a linear combination of the properties of each material by considering their proportion in the composite electrode.

#### 2.2.5.2 Role of the carbon additive on the electrochemical performance

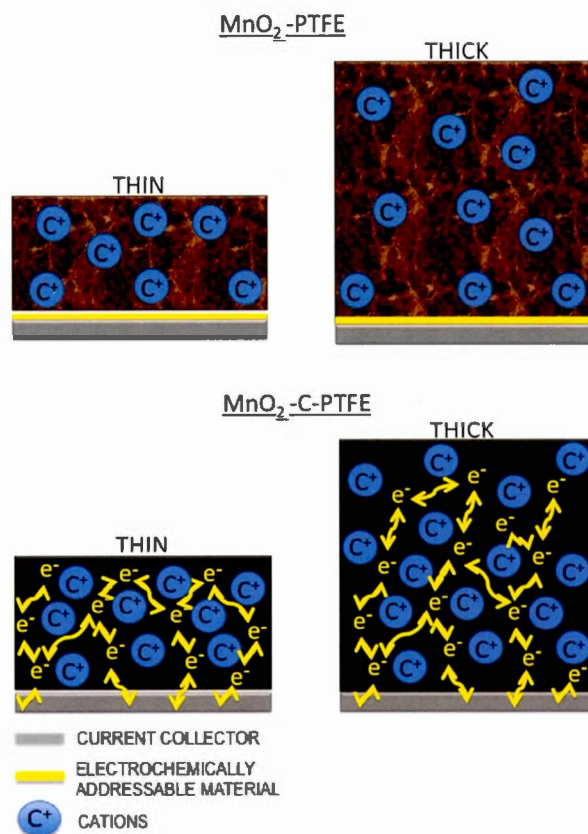
In a recent study with a cavity microelectrode filled with only  $\text{MnO}_2$  or  $\text{MnO}_2$  and acetylene black, it has been shown that the electronic conduction and surface accessibility of the active  $\text{MnO}_2$  material control the charge storage process at high cycling rate whereas bulk diffusion of ionic species become predominant at low cycling rate.<sup>66</sup> On one hand, acetylene black was selected to provide enhanced electronic conduction to the low conductivity  $\text{MnO}_2$  material and the conductivity of the composite electrode. On the other hand, the highly porous activated carbon Black Pearls could contribute to the specific capacitance<sup>59</sup> and provide a larger reservoir of electrolyte. Thus both carbon additives could contribute to enhance the utilization of  $\text{MnO}_2$  upon cycling. As expected, this is demonstrated when composite electrodes



with and without a carbon additive are compared. In the absence of carbon, only a thin layer of  $\text{MnO}_2$  close to the current collector is electrochemically addressable (Fig. 2.9a and b, and Fig. 2.11). This is due to low electronic conductivity of the composite electrode. The location of the electrochemically accessible active materials differs upon addition of a carbon additive, as indicated by the variation of the areal capacitance (Fig. 2.9d and f) when the film thickness is changed. The higher areal capacitance for the thicker film at low scan rate suggests that the charge process can partially extend over the whole thickness of the film composite electrode *via* channels, as illustrated schematically in Scheme 1 (Fig. 2.11). This is no longer the case at higher scan rate where electronic conduction becomes important. On the other hand, the electrochemical utilization of  $\text{MnO}_2$  is similar whether AB or BP is used as carbon additive (Fig. 2.10d). Thus the porosity of BP, which could provide a pool of ionic species, does not appear to play a significant role as demonstrated by similar specific capacitance at slow scan rate. The role of mesopores/macropores, which can provide pathway for efficient ions transport, is often but only qualitatively discussed in the literature. However, in a recent study with carbon nanofoams coated with  $\text{MnO}_2$ , a quantitative analysis of the  $\text{MnO}_2$  content and the amount of ionic species present in the mesoporous/macroporous carbon nanofoam was carried out.<sup>44</sup> It was found that the amount of cations in the mesopores (derived from the pore volume obtained by nitrogen gas adsorption) and the number of manganese sites that underwent redox reaction (derived from cyclic voltammetry measurements) were of the same order of magnitude. A similar analysis was performed for our  $\text{MnO}_2$ -based composite electrodes (see the Electronic supplementary information section for more details) but the comparison was carried out on slightly different grounds. Briefly, the porous volume of the electrode with its ionic content was compared with the total number of manganese sites and it was found that the latter was always more than one order of magnitude larger than the concentration of ionic species present in the porous volume of the composite electrode. Thus, the charge storage has to rely somehow on ions from the bulk electrolyte and consequently it is not really surprising that only a



small difference of the specific capacitance of AB and BP-containing composite electrodes was observed.



**Figure 2.11** (Scheme 1) Schematic representation of the electrochemically addressable material of different composite electrodes.

### 2.2.5.3 Effect of carbon additive on the operating potential range.

Even if the goal of this work was to investigate the effect of porosity and conductivity of the carbon additive and not to obtain the best performance, it is important to mention that carbon can be used as support onto which  $\text{MnO}_2$  is deposited.<sup>22, 55, 63, 64</sup> This can have some important consequence when such  $\text{MnO}_2$ -carbon composite electrode is used in a hybrid electrochemical capacitor if the carbon support is not completely coated with a  $\text{MnO}_2$  layer. In such instance, the advantage of the more positive potential limit of  $\text{MnO}_2$ , used as positive electrode, might be lost since the positive potential limit of the electrode might be set by the carbon support, as demonstrated by the cyclic voltammetry data of Fig. 2.8.

### 2.2.6 Conclusion

The first aim of this manuscript was to investigate the effect of a carbon additive on the pore texture of a  $\text{MnO}_2$ -based composites. Our data demonstrate only a minor effect (in the case of the AB carbon additive) on the pore size distribution and specific surface area. These properties vary according to their proportion in the composite electrode materials. Importantly, it is also shown that the addition of the PTFE binder does not block access to the porous network of  $\text{MnO}_2$ , AB and BP powders. The second objective of this work was to determine the effect of the carbon additive on the electrochemical utilization of  $\text{MnO}_2$ . Despite that a larger electrode specific capacitance was found at slow scan rate when BP was used as an additive, the specific capacitance normalized to the mass of  $\text{MnO}_2$  was similar to that of the composite electrode using AB as an additive. We have shown that the larger pool of electrolyte present with the highly porous BP is not sufficient to significantly improve the utilization of  $\text{MnO}_2$  in comparison to AB. On the other hand, at higher scan rate, the slightly higher utilization of  $\text{MnO}_2$  with AB as carbon additive is due to the slightly higher conductivity of the corresponding composite electrode. The third

objective of this work was to determine the role played by the carbon additive on the working potential window of the  $\text{MnO}_2$ -based composite electrode. Our results clearly demonstrated that the addition of the high specific surface area BP has a detrimental effect on the electrochemical stability window. We believe that this is an important parameter that must be considered when a carbon material is used as a conductive support onto which  $\text{MnO}_2$  is deposited.

#### 2.2.7 Acknowledgements

This work was supported by the Natural Science and Engineering Research Council of Canada (Strategic Grant). Philippe Plamondon (Ecole Polytechnique Montréal ( $\text{cm}^2$ )) is thanked for SEM measurements. NanoQAM is also acknowledged.

#### 2.2.8 References

1. G. Zhao, J. Li, L. Jiang, H. Dong, X. Wang and W. Hu, *Chemical Science*, 2012, **3**, 433-437.
2. J. B. Goodenough, *Accounts of Chemical Research*, 2013, **46**, 1053-1061.
3. H. B. Wu, J. S. Chen, H. H. Hng and X. Wen Lou, *Nanoscale*, 2012, **4**, 2526-2542.
4. L. C. Haspert, E. Gillette, S. B. Lee and G. W. Rubloff, *Energy and Environmental Science*, 2013, **6**, 2578-2590.
5. P. Yang and J. M. Tarascon, *Nature Materials*, 2012, **11**, 560-563.
6. H. Y. Lee, V. Manivannan and J. B. Goodenough, *Comptes Rendus de l'Academie des Sciences - Series IIc: Chemistry*, 1999, **2**, 565-577.
7. H. Y. Lee and J. B. Goodenough, *Journal of Solid State Chemistry*, 1999, **144**, 220-223.
8. M. S. Hong, S. H. Lee and S. W. Kim, *Electrochemical and Solid-State Letters*, 2002, **5**, A227-A230.

9. T. Brousse and D. Bélanger, *Electrochemical and Solid-State Letters*, 2003, **6**, A244-A248.
10. J. W. Long, D. Bélanger, T. Brousse, W. Sugimoto, M. B. Sassin and O. Crosnier, *MRS Bulletin*, 2011, **36**, 513-522.
11. T. Brousse, M. Toupin and D. Bélanger, *Journal of the Electrochemical Society*, 2004, **151**, A614-A622.
12. O. Ghodbane, F. Ataherian, N.-L. Wu and F. Favier, *Journal of Power Sources*, 2012, **206**, 454-462.
13. T. Brousse, M. Toupin, R. Dugas, L. Athouël, O. Crosnier and D. Bélanger, *Journal of The Electrochemical Society*, 2006, **153**, A2171.
14. O. Ghodbane, J. L. Pascal, B. Fraisse and F. Favier, *ACS Applied Materials and Interfaces*, 2010, **2**, 3493-3505.
15. O. Ghodbane, J. L. Pascal and F. Favier, *ACS Applied Materials and Interfaces*, 2009, **1**, 1130-1139.
16. S. Devaraj and N. Munichandraiah, *Journal of Physical Chemistry C*, 2008, **112**, 4406-4417.
17. W. Wei, X. Cui, W. Chen and D. G. Ivey, *Chemical Society Reviews*, 2011, **40**, 1697-1721.
18. M. Toupin, T. Brousse and D. Bélanger, *Chemistry of Materials*, 2002, **14**, 3946-3952.
19. M. Toupin, T. Brousse and D. Bélanger, *Chemistry of Materials*, 2004, **16**, 3184-3190.
20. R. Ranjusha, A. Sreekumaran Nair, S. Ramakrishna, P. Anjali, K. Sujith, K. R. V. Subramanian, N. Sivakumar, T. N. Kim, S. V. Nair and A. Balakrishnan, *Journal of Materials Chemistry*, 2012, **22**, 20465-20471.
21. Suhasini, *Journal of Electroanalytical Chemistry*, 2013, **690**, 13-18.
22. T. Bordjiba and D. Bélanger, *Electrochimica Acta*, 2010, **55**, 3428-3433.
23. S. Chou, F. Cheng and J. Chen, *Journal of Power Sources*, 2006, **162**, 727-734.
24. D. P. Dubal, D. S. Dhawale, T. P. Gujar and C. D. Lokhande, *Applied Surface Science*, 2011, **257**, 3378-3382.
25. D. P. Dubal, W. B. Kim and C. D. Lokhande, *Journal of Alloys and Compounds*, 2011, **509**, 10050-10054.
26. H. Zhao, G. Han, Y. Chang, M. Li and Y. Li, *Electrochimica Acta*, 2013, **91**, 50-57.

27. C. Wei, C. Xu, B. Li, H. Du, D. Nan and F. Kang, *Journal of Power Sources*, 2013, **225**, 226-230.
28. P. Staiti and F. Lufrano, *Journal of Power Sources*, 2009, **187**, 284-289.
29. M. Toupin, D. Bélanger, I. R. Hill and D. Quinn, *Journal of Power Sources*, 2005, **140**, 203-210.
30. G. Wang, L. Zhang and J. Zhang, *Chemical Society Reviews*, 2012, **41**, 797-828.
31. H. A. Mosqueda, O. Crosnier, L. Athouël, Y. Dandeville, Y. Scudeller, P. Guillemet, D. M. Schleich and T. Brousse, *Electrochimica Acta*, 2010, **55**, 7479-7483.
32. P. C. Gao, A. H. Lu and W. C. Li, *Journal of Power Sources*, 2011, **196**, 4095-4101.
33. G. M. Jacob, Q. M. Yang and I. Zhitomirsky, *Materials and Manufacturing Processes*, 2009, **24**, 1359-1364.
34. J. Li, Q. M. Yang and I. Zhitomirsky, *Nanoscale Research Letters*, 2010, **5**, 512-517.
35. R. N. Reddy and R. G. Reddy, *Journal of Power Sources*, 2003, **124**, 330-337.
36. R. N. Reddy and R. G. Reddy, *Journal of Power Sources*, 2004, **132**, 315-320.
37. A. Zolfaghari, H. R. Naderi and H. R. Mortaheb, *Journal of Electroanalytical Chemistry*, 2013, **697**, 60-67.
38. Y. K. Zhou, B. L. He, F. B. Zhang and H. L. Li, *Journal of Solid State Electrochemistry*, 2004, **8**, 482-487.
39. V. Subramanian, H. Zhu and B. Wei, *Electrochemistry Communications*, 2006, **8**, 827-832.
40. E. Raymundo-Piñero, V. Khomenko, E. Frackowiak and F. Béguin, *Journal of the Electrochemical Society*, 2005, **152**, A229-A235.
41. S. E. Chun, S. I. Pyun and G. J. Lee, *Electrochimica Acta*, 2006, **51**, 6479-6486.
42. X. Feng, Z. Yan, N. Chen, Y. Zhang, Y. Ma, X. Liu, Q. Fan, L. Wang and W. Huang, *Journal of Materials Chemistry A*, 2013, **1**, 12818-12825.
43. Y. Munaiah, B. G. Sundara Raj, T. Prem Kumar and P. Ragupathy, *Journal of Materials Chemistry A*, 2013, **1**, 4300-4306.
44. M. B. Sassin, C. P. Hoag, B. T. Willis, N. W. Kucko, D. R. Rolison and J. W. Long, *Nanoscale*, 2013, **5**, 1649-1657.
45. J. Zhang and X. S. Zhao, *Carbon*, 2013, **52**, 1-9.

46. E. C. Rios, A. A. Correa, F. H. Cristovan, L. A. Pocrifka and A. V. Rosario, *Solid State Sciences*, 2011, **13**, 1978-1983.
47. J. Cao, Y. Wang, Y. Zhou, J. H. Ouyang, D. Jia and L. Guo, *Journal of Electroanalytical Chemistry*, 2013, **689**, 201-206.
48. H. Chen, S. Zhou, M. Chen and L. Wu, *Journal of Materials Chemistry*, 2012, **22**, 25207-25216.
49. Y. Li, N. Zhao, C. Shi, E. Liu and C. He, *Journal of Physical Chemistry C*, 2012, **116**, 25226-25232.
50. Z. Fan, J. Chen, M. Wang, K. Cui, H. Zhou and Y. Kuang, *Diamond and Related Materials*, 2006, **15**, 1478-1483.
51. C. Decaux, G. Lota, E. Raymundo-Piñero, E. Frackowiak and F. Béguin, *Electrochimica Acta*, 2012, **86**, 282-286.
52. F. R. Lipparoni, F. Bonino, S. Panero and B. Scrosati, *Ionics*, 2002, **8**, 177-182.
53. J. B. Kerr, Y. B. Han, G. Liu, C. Reeder, J. Xie and X. Sun, *Electrochimica Acta*, 2004, **50**, 235-242.
54. J. M. Ko and K. M. Kim, *Materials Chemistry and Physics*, 2009, **114**, 837-841.
55. A. Malak-Polaczyk, C. Matei-Ghimbeu, C. Vix-Guterl and E. Frackowiak, *Journal of Solid State Chemistry*, 2010, **183**, 969-974.
56. Y. P. Lin, C. B. Tsai, W. H. Ho and N. L. Wu, *Materials Chemistry and Physics*, 2011, **130**, 367-372.
57. S. Brunauer, L. S. Deming, W. E. Deming and E. Teller, *Journal of The American Chemical Society*, 1940, **62**, 1723-1732.
58. S. Brunauer, P. H. Emmett and E. Teller, *Journal of the American Chemical Society*, 1938, **60**, 309-319.
59. G. Pognon, T. Brousse and D. Bélanger, *Carbon*, 2011, **49**, 1340-1348.
60. E. Lust, A. Jänes and M. Arulepp, *Journal of Electroanalytical Chemistry*, 2004, **562**, 33-42.
61. V. Subramanian, H. Zhu, R. Vajtai, P. M. Ajayan and B. Wei, *Journal of Physical Chemistry B*, 2005, **109**, 20207-20214.
62. M. Winter and R. J. Brodd, *Chemical Reviews*, 2004, **104**, 4245-4269.
63. F. Xiao and Y. Xu, *Journal of Materials Science: Materials in Electronics*, 2013, **24**, 1913-1920.



64. Z. Lei, J. Zhang and X. S. Zhao, *Journal of Materials Chemistry*, 2012, **22**, 153-160.
65. G. M. Jacob, Q. M. Yang and I. Zhitomirsky, *Journal of Applied Electrochemistry*, 2009, **39**, 2579-2585.
66. L. Athouël, P. Arcidiacono, C. Ramirez-Castro, O. Crosnier, C. Hamel, Y. Dandeville, P. Guillemet, Y. Scudeller, D. Guay, D. Bélanger and T. Brousse, *Electrochimica Acta*, 2012, **86**, 268-276.

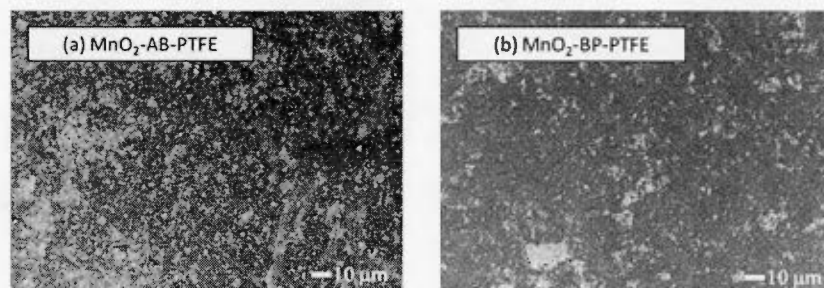
## 2.2.9 Electronic Supplementary information

### 2.2.9.1 Theoretical specific capacitance of $\text{MnO}_2$

The charge involves in a one electron transfer between Mn (III) and Mn (IV) is  $1110 \text{ C g}^{-1}$  and translates into a specific capacitance of  $1233 \text{ F g}^{-1}$  for a 0.9 V potential window. However, if the Mn oxidation states differ from  $3^+$  and  $4^+$  and have not been reached at the negative and positive potential limits, respectively, a higher theoretical specific capacitance could be achieved. The estimated value of  $1370 \text{ F g}^{-1}$  represents the high theoretical value if a variation of about 10 % of the oxidation states of manganese species is assumed. The true theoretical value can be determined only if the potential range needed to get a one-electron interconversion between Mn (III) and Mn (IV) is exactly known. For example, a one electron transfer between Mn (III) and Mn (IV) over a 0.8 V potential window with the same theoretical charge of  $1110 \text{ C g}^{-1}$  will translate into a specific capacitance of  $1370 \text{ F g}^{-1}$ .

### 2.2.9.2 morphology of composite electrodes

SEM micrographs of  $\text{MnO}_2$ -carbon-PTFE composite electrode obtained at lower magnification clearly show that  $\text{MnO}_2$  particles and carbon are homogeneously mixed.



**Figure 2.12** SEM micrographs of a) 60 wt%  $\text{MnO}_2$ –30 wt% AB–10 wt% PTFE, and b) 60 wt%  $\text{MnO}_2$ –30 wt% BP–10 wt% PTFE.

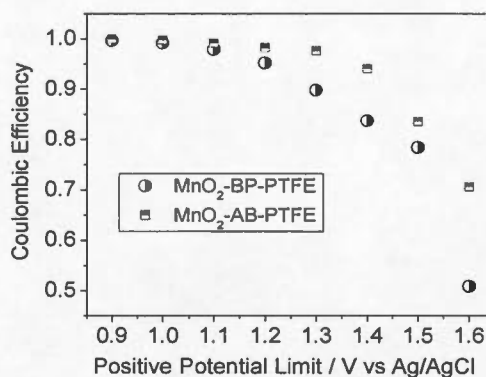
#### 2.2.9.3 Calculation of the number of moles of manganese redox sites in $\text{MnO}_2$ and ions in the porous composite electrode.

The following parameters were used for the calculation and an example is given for the 60 wt%  $\text{MnO}_2$ –30 wt% BP–10 wt% PTFE composite electrode.

- Mass of the composite electrode: 5.3 mg
- Surface area :  $0.25 \text{ cm}^2$
- Thickness:  $186 \text{ }\mu\text{m}$
- M.W. of  $\text{MnO}_2$  :  $87 \text{ g mol}^{-1}$
- $[\text{K}_2\text{SO}_4]$  : 0.65 M
- Density of  $\text{MnO}_2$  :  $5.03 \text{ g cm}^{-3}$
- Density of AB or BP :  $1.8 \text{ g cm}^{-3}$
- Density of PTFE:  $2.2 \text{ g cm}^{-3}$

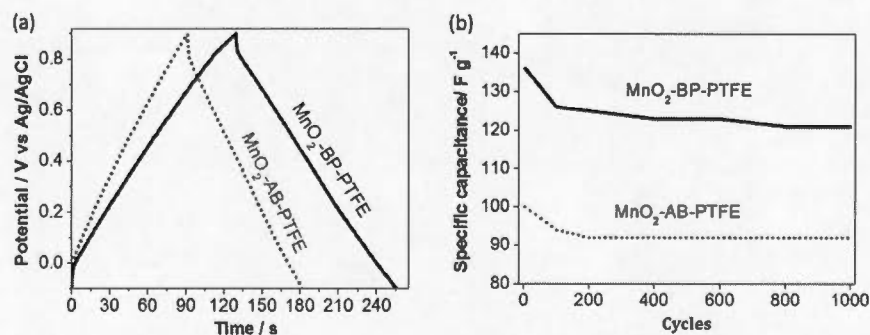
The porous volume of the composite electrode was calculated by subtracting the volume of the active materials (from the mass of the electrode, the proportion of each component and film (thickness x surface area). The number of moles of  $\text{K}^+$  ions ( $2.3 \times 10^{-3} \text{ mmol}$ ) is obtained from the porous volume and the concentration of the  $\text{K}_2\text{SO}_4$  solution. It is clearly smaller (by more than an order of magnitude) than the number of moles of manganese sites ( $36.6 \times 10^{-3} \text{ mol}$ ).

#### 2.2.9.4 Coulombic efficiency of $\text{MnO}_2$ -carbon-PTFE composite electrodes



**Figure 2.13** Variation of Coulombic efficiency of 60 wt%  $\text{MnO}_2$ -30 wt% carbon-10 wt% PTFE electrodes for different positive potential limit used during the cyclic voltammetry measurements.

#### 2.2.9.5 Cycling stability of $\text{MnO}_2$ -carbon-PTFE composite electrodes



**Figure 2.14** a) Constant current charge/discharge curves at a current of  $1 \text{ A g}^{-1}$  of 60 wt%  $\text{MnO}_2$ -30 wt% carbon-10 wt% PTFE electrodes and b) variation of the specific capacitance of 60 wt%  $\text{MnO}_2$ -30 wt% carbon-10 wt% PTFE electrodes. The electrolyte for the experiments was a  $0.65 \text{ M K}_2\text{SO}_4$  aqueous solution.

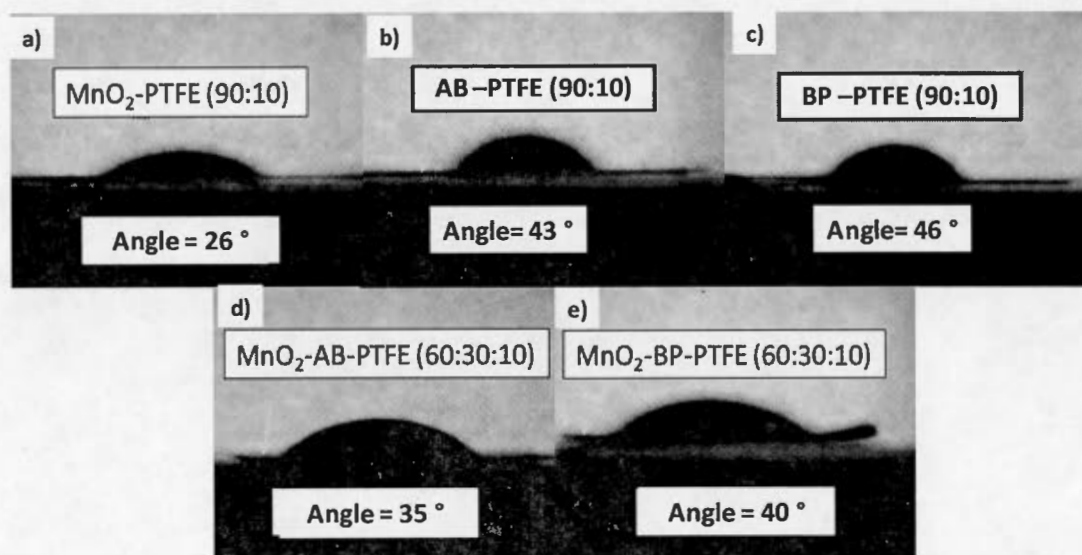
## 2.3 Résultats complémentaires

Cette section rapporte les résultats complémentaires n'ayant pas été intégrés dans l'article publié. En plus de présenter des résultats en relation avec l'article, les performances électrochimiques d'électrodes composites préparées avec d'autres carbones conducteurs y figurent également.

### 2.3.1 Mesure d'angle de contact

La figure 2.15, présente les images d'angles de contact mesurés pour cinq électrodes différentes. Cette mesure constitue une méthode indirecte pour discuter de l'intrusion de l'électrolyte dans la macroporosité de l'électrode. La première série d'électrodes, préparée avec 10 % (m/m) de PTFE donne un ordre d'idée du caractère hydrophile des différents constituants (*cf.* figures 2.15a à c). La faible valeur d'angle de contact obtenue pour l'électrode  $\text{MnO}_2$ -PTFE en comparaison aux deux électrodes carbone-PTFE, est associée au caractère hydraté des particules amorphes de  $\text{MnO}_2$ . En ce qui concerne les noirs de carbone, deux possibles facteurs peuvent expliquer leur angle de contact relativement élevé. Premièrement, le traitement thermique sous atmosphère inerte des précurseurs organiques riches en carbone permettant l'obtention des noirs de carbone va entraîner une graphitisation du matériau le rendant moins hydrophile. Deuxièmement, le diamètre moyen relativement uniforme des particules de carbone est largement inférieur à celui des particules de  $\text{MnO}_2$  qui sont formées de larges agrégats (*cf.* figure 2.3). En accord avec les observations de Celzard *et al.*<sup>124</sup> et de Pandolfo *et al.*<sup>130</sup>, le mélange mécanique lors de la préparation des électrodes affecte la macroporosité et limite la mouillabilité du film. La taille des particules de BP étant plus petite que celle d'AB pourrait expliquer la légère différence des valeurs d'angle de contact entre les deux électrodes.

La même expérience a été réalisée pour deux électrodes composites  $\text{MnO}_2$ -AB-PTFE et  $\text{MnO}_2$ -BP-PTFE (60 :30 :10) (cf. figures 2.15d et e). L'ajout de 30 % en masse de carbone affecte drastiquement les valeurs d'angles de contact des électrodes composites, celles-ci se rapprochant des valeurs mesurées pour les électrodes de Carbone-PTFE. D'une part, dans la mesure où la densité des noirs de carbone ( $1,8 \text{ g cm}^{-3}$ ) est beaucoup plus faible que celle du  $\text{MnO}_2$  ( $5,03 \text{ g cm}^{-3}$ ), les particules de carbone vont occuper un plus grand volume dans l'électrode composite. Considérons par exemple une électrode de 10 mg, les volumes occupés respectivement par le carbone et  $\text{MnO}_2$  sont approximativement  $1,7$  et  $1,2 \text{ cm}^{-3}$ . Le carbone va donc agir comme une matrice dans laquelle est dispersé le dioxyde de manganèse (cf. figure 2.12). Subséquemment, elles vont contrôler la réorganisation du volume poreux (vides interparticules) à l'échelle macroscopique et donc affecter la mouillabilité de l'électrode (cf. figures 2.15d et e).



**Figure 2.15** Mesures d'angle de contact pour des électrodes composites, a)  $\text{MnO}_2$ -PTFE (90 :10), b) AB-PTFE (90 :10), c) BP-PTFE (90 :10), d)  $\text{MnO}_2$ -AB-PTFE (60 :30 :10) et e)  $\text{MnO}_2$ -BP-PTFE (60 :30 :10).

### 2.3.2 Effet des additifs conducteurs

En plus des noirs de carbones, d'autres carbones tels que les nanotubes de carbones, les fibres de carbone, du graphite et du graphène ont été utilisés comme additif conducteur dans la formulation des électrodes composites.<sup>9, 12</sup> Ces carbones de par leur stabilité chimique et physique, et leurs propriétés conductrices intéressantes, ont permis d'augmenter la conductivité électronique dans les électrodes  $\text{MnO}_2\text{-C-PTFE}$ . Dans cette section nous nous intéresserons au noir de carbone Vulcan, aux nanotubes de carbones multiparois (MWCNT, Nanocyl NC7000) que nous simplifierons NTC et aux fibres de carbone (VGCF).

Les nanotubes de carbone sont généralement produits par décomposition catalytique d'hydrocarbures. Ils sont formés d'une ou plusieurs parois concentriques où les atomes de carbone sont organisés en réseaux d'hexagones. Les nanotubes de carbone vont combiner une surface externe accessible et une conductivité électronique très élevée. La densité de la plupart des nanotubes de carbone est approximativement de  $1,75 \text{ g cm}^{-3}$  et la capacité spécifique varie entre 20 et  $80 \text{ F g}^{-1}$  pour des échantillons purifiés.<sup>45</sup>

Les «vapor grown carbon fibers» (VGCF); sont des fibres de carbone possèdent une bonne conductivité électronique, une densité d'environ  $2 \text{ g cm}^{-3}$  et une surface spécifique avoisinant les  $13 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ .<sup>140</sup> Leur capacité spécifique n'est par contre que de  $1 \text{ F g}^{-1}$ . L'utilisation de ce type de fibres a été rapportée pour des électrodes composites pour les supercondensateurs avec l'oxyde de ruthénium ( $\text{RuO}_2$ ), ou encore dans le domaine des batteries avec une électrode  $\text{LiCoO}_2$ <sup>123</sup>.

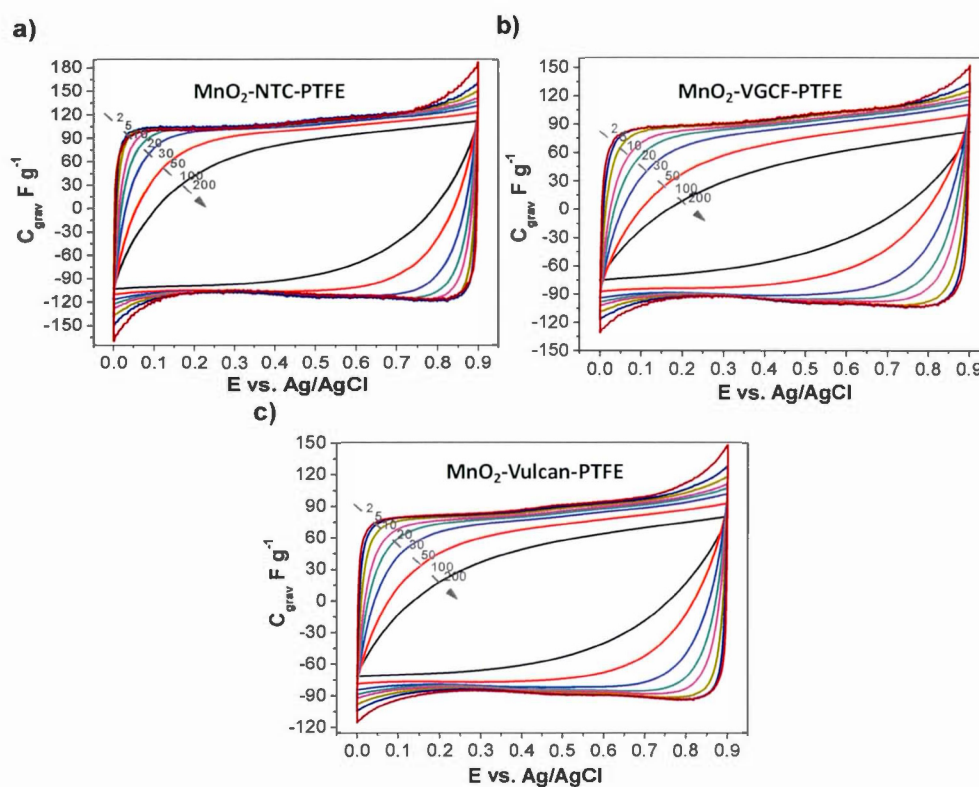


### 2.3.2.1 Caractérisations électrochimiques

La figure 2.16 représente l'évolution avec la vitesse de balayage des voltamogrammes cycliques pour trois électrodes composites, obtenus en traçant la capacité spécifique ( $C_{\text{grav}}$ ) en fonction du potentiel.  $C_{\text{grav}}$  est calculé d'après :

$$C_{\text{grav}} = \frac{I}{mv} \quad (2.5)$$

avec  $I$  le courant en A,  $m$  la masse en g et  $v$  la vitesse de balayage en  $\text{V s}^{-1}$ .

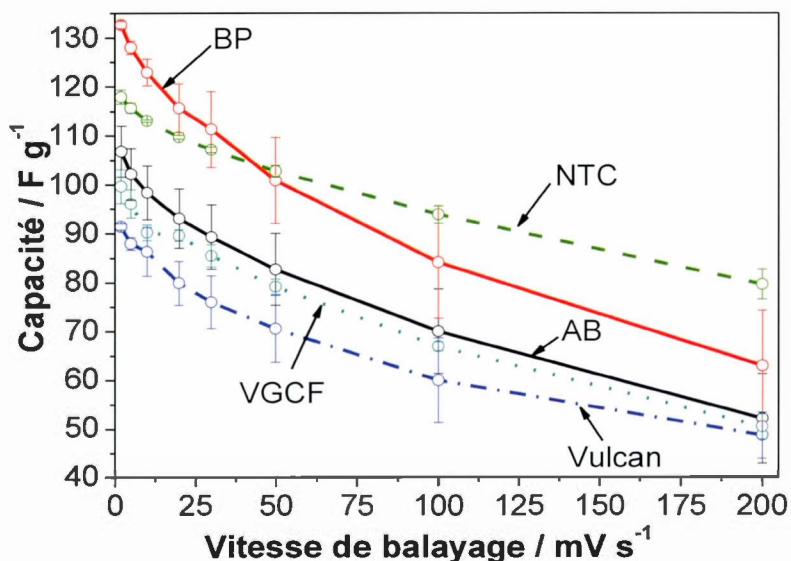


**Figure 2.16** Voltamogrammes cycliques dans 0,65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  à différentes vitesses de balayage (2 à 200  $\text{mV s}^{-1}$ ) pour des électrodes composites de composition (60 :30 :10) : a)  $\text{MnO}_2$ -NTC-PTFE, b) a)  $\text{MnO}_2$ -VGCF-PTFE et c)  $\text{MnO}_2$ -Vulvan-PTFE.

Les trois électrodes composites présentent un voltamogramme quasi rectangulaire à basse vitesse de balayage et une polarisation apparaît pour les vitesses élevées se traduisant par une déformation du voltamogramme (*cf.* figures 2.16a à c). Il semblerait que la polarisation soit plus importante pour l'électrode composite préparée avec les VGCFs. Ces résultats sont en parfaite corrélation avec les observations faites précédemment (*cf.* article 1).

La figure 2.17, compare les performances électroniques de cinq types d'électrodes composites  $\text{MnO}_2\text{-C-PTFE}$  (60 :30 :10) préparées avec cinq additifs conducteurs différents (AB, BP, Vulcan, NTC et VGCF). Le tableau 2.3 renseigne sur la composition des électrodes, leurs épaisseurs et les valeurs de capacités spécifiques.

La capacité spécifique de chaque électrode diminue avec l'augmentation de la vitesse de balayage (*cf.* figure 2.17). Comme observée précédemment, l'électrode  $\text{MnO}_2\text{-BP-PTFE}$  possède la plus grande capacité à faible vitesse de balayage, due à la contribution capacitive de l'additif conducteur BP possédant une grande surface spécifique relativement aux autres carbones étudiés (*cf.* tableau 2.4). L'électrode composite  $\text{MnO}_2\text{-NTC-PTFE}$  a une capacité de  $118 \text{ F g}^{-1}$  à  $2 \text{ mV s}^{-1}$  (tableau 2.3). Bien que la capacité spécifique de l'électrode composite  $\text{MnO}_2\text{-NTC-PTFE}$  soit plus faible que celle de  $\text{MnO}_2\text{-BP-PTFE}$  à basse vitesse de balayage, cette dernière est plus élevée à haute vitesse de balayage. Une valeur de  $94 \text{ F g}^{-1}$  est obtenue à  $100 \text{ mV s}^{-1}$  avec une rétention de 80 % de la capacité initiale mesurée à  $2 \text{ mV s}^{-1}$  pour  $\text{MnO}_2\text{-NTC-PTFE}$ . La bonne rétention de capacité à haute vitesse de balayage peut être attribuée aux propriétés physiques intéressantes des nanotubes de carbones.<sup>140</sup>



**Figure 2.17** Variation de la capacité spécifique ( $\text{F g}^{-1}$ ) en fonction de la vitesse de balayage pour les différentes électrodes composites  $\text{MnO}_2\text{-C-PTFE}$  (60 :30 :10).

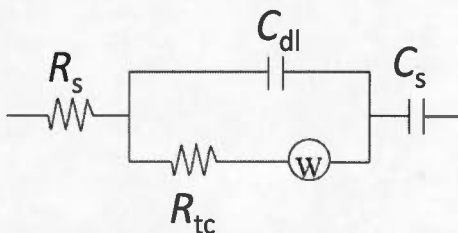
Le tableau 2.3 donne les valeurs de capacités spécifiques pour les électrodes  $\text{MnO}_2\text{-PTFE}$  (90 :10),  $\text{C-PTFE}$  (90 :10) et  $\text{MnO}_2\text{-C-PTFE}$  (60 :30 :10). Les valeurs de capacités spécifiques pour les carbones concordent avec les valeurs retrouvées dans la littérature.<sup>45, 139, 141</sup> Lorsque l'on retranche la contribution capacitive des nanotubes de carbone à la valeur de la capacité spécifique de l'électrode, on constate que la présence des nanotubes de carbones permet une meilleure utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$ , soit  $191 \text{ F g}^{-1}$  pour  $\text{MnO}_2\text{-NTC-PTFE}$  *versus*  $175 \text{ F g}^{-1}$  pour  $\text{MnO}_2\text{-BP-PTFE}$  (*cf.* tableau 2.3). Le réseau conducteur formé en présence de NTC permet toujours une bonne utilisation du  $\text{MnO}_2$  même à haute vitesse de balayage comparativement aux autres additifs carbonés.

Tableau 2.3 Composition des électrodes et performances électrochimiques.

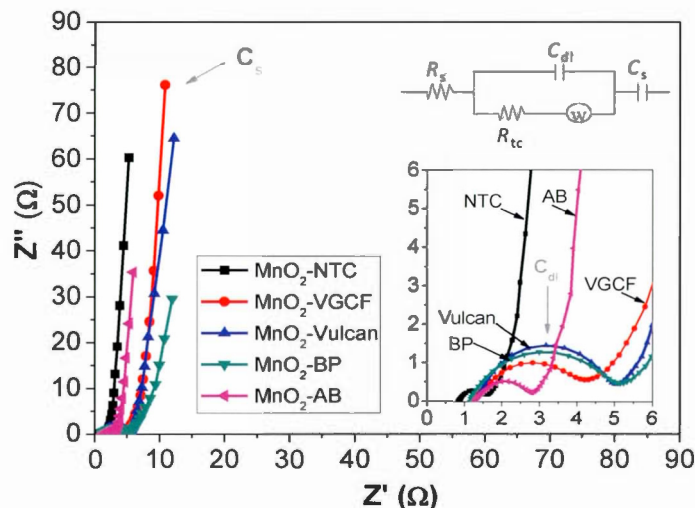
Électrode	Densité		Épaisseur ( $\mu\text{m}$ )	C à		Rétention de		Rétention de	
	(% m/m)*	$\text{cm}^{-2}$		2 $\text{mV s}^{-1}$ ( $\text{F g}^{-1}$ )	C à 100 $\text{mV s}^{-1}$ ( $\text{F g}^{-1}$ )	C entre 2 et 100 $\text{mV s}^{-1}$ ( $\text{F g}^{-1}$ )	$\text{s}^{-1}$ (%)	$C_{\text{MnO}_2}$ à 2 $\text{mV s}^{-1}$ ( $\text{F g}^{-1}$ )	$C_{\text{MnO}_2}$ à 100 $\text{mV s}^{-1}$ ( $\text{F g}^{-1}$ )
$\text{MnO}_2$	(90)	34	143	56	8	14	14	56	8
AB	(90)	—	140	5	5	100	—	—	—
BP	(90)	—	140	100	83	83	—	—	—
NTC	(90)	—	76	11	10	91	—	—	—
VGCF	(90)	—	102	1	1	100	—	—	—
Vulcan	(90)	—	89	15	13	87	—	—	—
$\text{MnO}_2$ -AB	(60:30)	9	95	105	70	67	173	114	66
$\text{MnO}_2$ -BP	(60:30)	7	86	133	84	63	175	99	57
$\text{MnO}_2$ -NTC	(60:30)	9	89	118	94	80	191	152	80
$\text{MnO}_2$ -VGCF	(60:30)	9	83	100	67	67	166	111	67
$\text{MnO}_2$ -Vulcan	(60:30)	13	95	91	60	66	144	94	65

\*Électrode composite préparée avec 10 % en masse de PTFE.

Les spectres d'impédance électrochimiques ont été également mesurés dans 0,65 M  $K_2SO_4$ , avec une amplitude sinusoïdale de 10 mV, une variation de fréquence de 100 kHz à 0,01 Hz et un potentiel appliqué de 0,4 V vs Ag/AgCl. La figure 2.19 présente les diagrammes de Nyquist des électrodes composites  $MnO_2$ -C-PTFE qui montrent tous la même forme, à savoir un demi-cercle dans la région des hautes fréquences, et une remontée linéaire à basse fréquence. Dans un diagramme de Nyquist de composé pseudocapacitif typique, le demi-cercle aux hautes fréquences est dû au circuit équivalent RC correspondant à la combinaison du transfert de charge et de la capacité (cf. figure 2.18). La résistance interne ( $R_s$ ) de la solution inclut la résistance de l'électrolyte, la résistance de contact à l'interface collecteur de courant/matière active et la résistance intrinsèque de la matière active. Elle se situe au début du demi-cercle dans les hautes fréquences. Pour les fréquences intermédiaires, deux phénomènes apparaissent. Le transfert de charge lié à la réaction d'oxydoréduction, qui se caractérise par un demi-cercle. Ainsi à l'extrémité opposée à  $R_s$ , il est possible d'obtenir la résistance au transfert de charge  $R_{tc}$ , qui correspond au diamètre du demi-cercle de transfert de charge. La diffusion des ions dans l'électrolyte vers l'électrode se traduit par une droite à 45 °, dite droite de Warburg ( $W$ ). À basse fréquence, la droite d'environ 90 ° est associée à la remontée capacitive.<sup>97</sup> La figure 2.18 montre le circuit équivalent RC de Randles utilisé pour le traitement des données de spectroscopie d'impédance, avec  $C_{dl}$  la capacité de double couche et  $C_s$  la capacité aux basses fréquences.



**Figure 2.18**      **Circuit équivalent RC de Randles.**



**Figure 2.19** Spectroscopie d'impédance électrochimique pour les différentes électrodes composites  $\text{MnO}_2\text{-C-PTFE}$  (60 :30 :10) à 0,4 V vs Ag/AgCl.

La capacité de double couche  $C_{dl}$  (mF) a été calculée à partir des diagrammes de Nyquist à haute fréquence selon l'équation :

$$C_{dl} = \frac{1}{2\pi f_0 R_{tc}} \quad (2.6)$$

avec  $f_0$  la fréquence au sommet du demi-cercle en Hz, et  $R_{tc}$  la résistance de transfert de charge en  $\Omega$ . La capacité totale du système  $C_s$  ( $\text{F g}^{-1}$ ) a été évaluée à basse fréquence selon l'équation :

$$C_s = \frac{1}{m2\pi f Z''} \quad (2.7)$$

avec  $m$  la masse de l'électrode en g,  $f$  la fréquence la plus basse (0.01 Hz), et  $Z''$  l'impédance imaginaire en  $\Omega$ . Ces valeurs sont rapportées dans le tableau 2.4.



**Tableau 2.4** Valeurs calculées de  $R_{tc}$ ,  $C_{dl}$  et  $C_s$  à partir des courbes de Nyquist.

Électrode	(% m/m)*	Densité		$R_{tc}$ ( $\Omega$ )	$C_{dl}$ (mF)	$C_s$ (F g <sup>-1</sup> )
		MnO <sub>2</sub> (mg cm <sup>-2</sup> )	Épaisseur ( $\mu$ m)			
MnO <sub>2</sub> –AB	(60:30)	9	95	1,5	0,39	93
MnO <sub>2</sub> –BP	(60:30)	7	86	4,0	0,06	124
MnO <sub>2</sub> –NTC	(60:30)	9	89	0,8	0,49	104
MnO <sub>2</sub> –VGCF	(60:30)	9	83	3,1	0,13	92
MnO <sub>2</sub> –Vulcan	(60:30)	13	95	3,7	0,11	81

\*Électrode composite préparée avec 10 % en masse de PTFE.

Dans 0,65 M K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> la résistance interne ( $R_s$ ) moyenne est  $\approx 1,2 \Omega$  pour l'ensemble des électrodes composites (cf. figure 2.19). Des faibles valeurs de résistance de transfert de charge associées au diamètre du demi-cercle (cf. figure 2.19) ont été mesurées pour les électrodes préparées avec le noir d'acétylène et les nanotubes de carbone. La valeur de  $0,8 \Omega$  obtenue pour MnO<sub>2</sub>–NTC–PTFE résulte de la grande conductivité électronique des nanotubes de carbone.<sup>140</sup> Des valeurs plus élevées de  $R_{tc}$  ont été mesurées pour MnO<sub>2</sub>–VGCF–PTFE, MnO<sub>2</sub>–Vulcan–PTFE et MnO<sub>2</sub>–BP–PTFE probablement en raison d'une conductivité électronique plus faible pour ces électrodes.

Par contre, la large distribution des valeurs de  $C_{dl}$  calculées au sommet du demi-cercle pour les électrodes composites suggère que le demi-cercle résulterait non pas d'un transfert de charge, mais plutôt de la diffusion des ions dans la porosité de l'électrode. Les valeurs calculées de  $C_s$  concordent avec les valeurs de capacités spécifiques mesurées pour les électrodes composites par voltamétrie cyclique. En effet une valeur de capacité légèrement plus élevée est obtenue pour l'électrode composite MnO<sub>2</sub>–BP–PTFE, probablement liée à la présence du carbone poreux

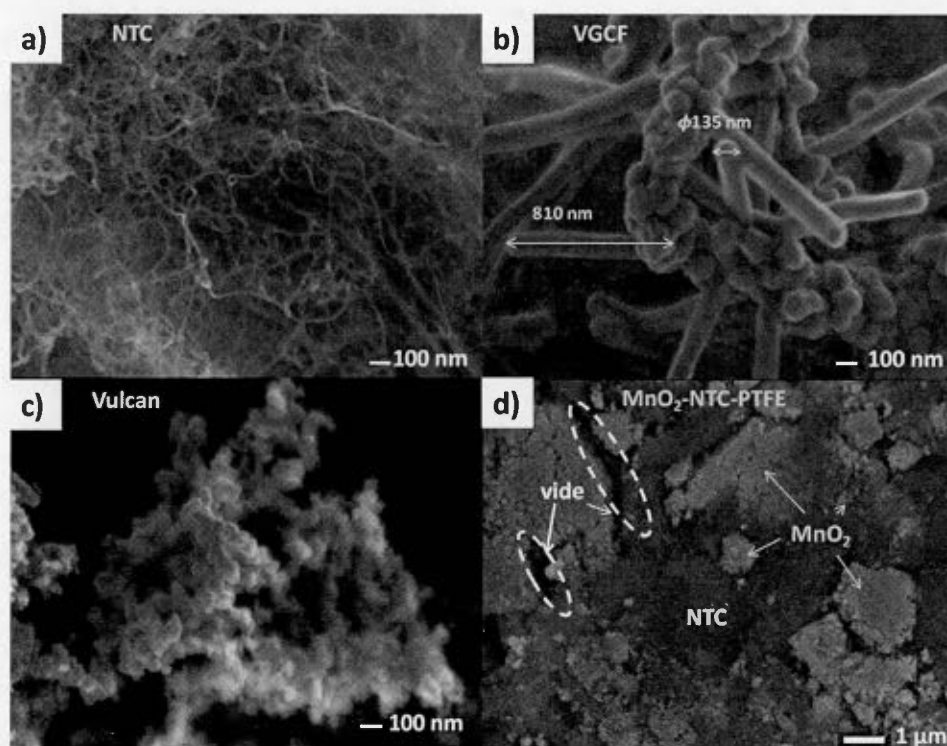
Black Pearls dans la formulation de l'électrode. Des caractérisations morphologiques ont également été réalisées afin d'appréhender les limitations de ces configurations.

### 2.3.2.2 Caractérisations morphologiques

#### *Microscopie électronique à balayage (MEB).*

La figure 2.20 montre les images MEB des poudres utilisées dans la formulation des électrodes. Les nanotubes multiparois (NTC) possèdent un diamètre de 10 nm et une longueur de 1,5  $\mu\text{m}$  en moyenne (*cf.* figure 2.20a et tableau 2.5). Les fibres de carbone (VGCF) sont composées de fibres de  $\approx 1 \mu\text{m}$  de long et de 135 nm de diamètre. De plus, il est possible d'observer des particules possédant une taille de 100 nm entourant les fibres (*cf.* figure 2.20b). Le diamètre moyen des particules de noir de carbone Vulcan se situe entre 30 et 50 nm, celles-ci étant sphériques (*cf.* figure 2.20c). La figure 2.20d montre une image MEB de l'électrode composite  $\text{MnO}_2$ -NTC-PTFE (60:30:10). La structure dense des nanotubes, les agrégats formés par les particules de  $\text{MnO}_2$  et la porosité interparticulaire (vides) sont identifiés sur la figure 2.20d. Du fait du diamètre très fin et de la longueur des nanotubes, la morphologie de l'électrode diffère un peu des électrodes composites préparées avec les noirs de carbone BP et AB (*cf.* figures 2.3e et f). Il semblerait que la porosité macroscopique (interparticules) est moins prononcée entre les nanotubes de carbones qu'avec les particules sphériques d'AB ou BP, ce qui résulte par une meilleure connectivité entre les particules de l'additif conducteur. Il est généralement assumé que la structure en filament des nanotubes (NTCs) et des fibres (VGCF) de carbones va permettre la formation d'un réseau conducteur continue au sein de l'électrode composite.<sup>123</sup> Le diamètre des NTCs (10 nm) est inférieur d'un ordre de grandeur à celui des fibres ; et d'autre part, en raison de leur faible densité ( $1,75 \text{ g cm}^{-3}$ ) le nombre de NTC autour de  $\text{MnO}_2$  sera plus important que celui de VGCF pour la même proportion massique d'additifs conducteurs dans l'électrode. Le large

réseau conducteur continu fourni par la structure des nanotubes au sein des électrodes composites  $\text{MnO}_2$ -NTC-PTFE explique donc la meilleure rétention de capacité spécifique à haute vitesse de balayage.



**Figure 2.20** Images MEB des poudres a) nanotubes de carbone NTC, b) carbone VGCF, c) carbone Vulcan et d)  $\text{MnO}_2$ -NTC-PTFE (60 :30 :10).

**Mesure de surface spécifique BET et porosité.**

Le tableau 2.5 donne la taille des particules obtenues par imagerie MEB, la surface spécifique BET et le volume poreux de chacun des composants, calculés respectivement à partir d'isothermes d'adsorption d'azote et par simulations DFT Monte-Carlo. Les valeurs de surfaces spécifiques des carbones et de  $\text{MnO}_2$  sont en accord avec celles rapportées dans la littérature.<sup>9, 15, 113, 142</sup> L'électrode composite  $\text{MnO}_2$ -NTC-PTFE possède une surface spécifique de  $200 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  qui est inférieure aux surfaces spécifiques de  $\text{MnO}_2$  et de NTC.

**Tableau 2.5 Liste des matériaux utilisés avec la taille des particules obtenue par MEB, la surface spécifique et le volume poreux obtenus respectivement par les méthodes BET et DFT Monte-Carlo.**

Échantillon	Taille des particules (nm)		$S_{\text{BET}}$ ( $\text{m}^2 \text{ g}^{-1}$ )	$S_{\text{BET}}$ théorique ( $\text{m}^2 \text{ g}^{-1}$ )	Volume Poreux** ( $\text{cm}^3 \text{ g}^{-1}$ )
	diamètre	longueur			
$\text{MnO}_2$	100-2000	—	313	—	0,693
AB	20	—	90	—	0,192
BP	50	—	1556	—	2,318
NTC	10*	1500*	241	—	0,340
VGCF	135	1000	12	—	0,029
Vulcan	30-50	—	245	—	0,335
$\text{MnO}_2$ -NTC-PTFE (60:30:10)	—	—	200	260	0,485

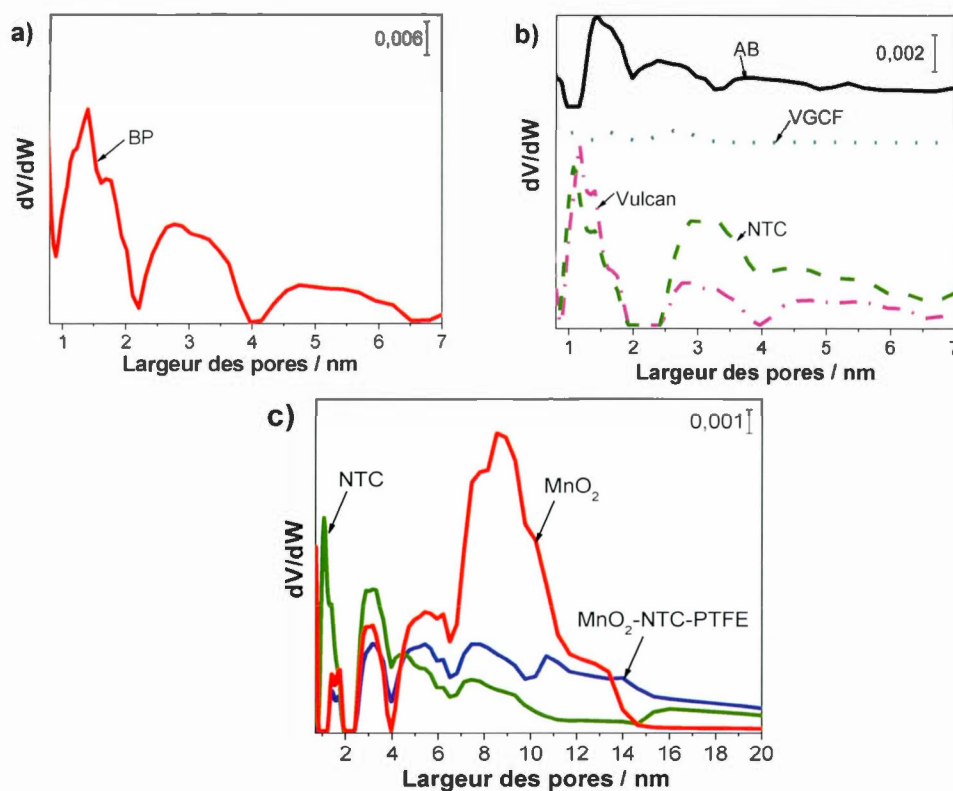
\* Fiche d'information Nanocyl NC7000-MWCNTs

\*\* Volume poreux obtenu par simulation DFT-Monte Carlo avec le logiciel ASI



Si on considère que la surface spécifique de l'électrode composite correspond à la combinaison linéaire des contributions à la surface de chaque composant, celle-ci devrait être de  $260 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ . L'écart entre la valeur théorique calculée et la valeur mesurée suppose que la porosité de l'électrode est affectée par la présence des nanotubes de carbone.

Le volume poreux de l'ensemble des composants et de l'électrode composite  $\text{MnO}_2\text{-NTC-PTFE}$  a été calculé par simulation DFT Monte-Carlo avec le logiciel AS1 (tableau 2.5). Les volumes poreux calculés pour chacun des composants sont relatifs à leurs surfaces spécifiques. Ainsi, BP en raison de sa grande surface spécifique possède un plus grand volume poreux, dont la plus grande contribution provient des micropores (*cf.* figure 2.21a). La distribution du volume poreux pour chacun des composants et de  $\text{MnO}_2\text{-NTC-PTFE}$  est donnée à la figure 2.21.



**Figure 2.21** Distribution du volume poreux en fonction de la largeur des pores : a) BP, b) AB, Vulcan, NTC et VGCF, et c)  $\text{MnO}_2$ , NTC et  $\text{MnO}_2$ -NTC-PTFE (60 :30 :10).

Les volumes poreux du noir de carbone Vulcan et des NTC sont sensiblement les mêmes, en raison de leur surface spécifique identique (*cf.* tableau 2.5). La petite différence observée entre ces deux valeurs est probablement due à la contribution des mésopores situés entre 4 et 6 nm (*cf.* figure 2.21b). En ce qui concerne  $\text{MnO}_2$ -NTC-PTFE, bien que la surface spécifique soit inférieure à celle du matériau actif et du carbone, le volume poreux de  $0,5 \text{ cm}^3 \text{ g}^{-1}$  de l'électrode composite est supérieur à celui du carbone en raison de la contribution de  $\text{MnO}_2$ . En effet, la distribution du



volume au niveau des pores inférieurs à 4 nm est identique entre l'électrode composite et la poudre de  $\text{MnO}_2$ . Il n'y a pas de contribution du volume des pores de taille inférieure à 1 nm provenant des NTC. Étrangement, on constate que le profil de distribution du volume des pores est similaire entre celui des nanotubes de carbone et l'électrode composite entre 4 et 10 nm. La diminution drastique du volume poreux dans cette gamme de pores pour l'électrode composite en comparaison à la poudre de  $\text{MnO}_2$  suggère que ces pores de  $\text{MnO}_2$  sont partiellement bloqués par la présence des nanotubes. L'accessibilité de l'électrolyte à ces pores va être limitée, et probablement limiter l'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$ . Enfin au-delà de 10 nm, il y a une redistribution du volume poreux associé à la nouvelle porosité créée par la présence des nanotubes de carbone et au broyage des composants dans la formulation de l'électrode.

## 2.4 Conclusion du chapitre

La capacité spécifique des électrodes composites à base de poudres de  $\text{MnO}_2$  est limitée à 20 % d'utilisation du matériau actif, et ce, malgré l'ajout d'additifs conducteurs dans les proportions de 10 à 30 % en masse.<sup>9, 83</sup> L'objectif de cette étude visait à établir une corrélation entre les propriétés morphologiques des électrodes composites et leurs performances électrochimiques. Plusieurs carbones (AB, BP, Vulcan, VGCF et NTC) de natures différentes ont été choisis comme additifs conducteurs. L'utilisation de la microscopie électronique à balayage, la mesure de surface spécifique BET et de porosité, ainsi que les mesures d'angle de contact et de conductivités ont permis d'étudier l'influence de chacun des composants entrant dans la formulation d'électrodes composites ; notamment des carbones conducteurs sur la morphologie et les propriétés physiques des électrodes. Les performances électrochimiques des électrodes ont été évaluées par voltamétrie cyclique, cyclage de

charge/décharge en mode galvanostatique et spectroscopie d'impédance électrochimique.

Les capacités spécifiques mesurées pour les différentes électrodes sont en accord avec celles rapportées dans la littérature.<sup>9, 14-15, 69, 113</sup> L'évaluation de la capacité spécifique d'électrodes de carbone-PTFE (90 :10) a permis de déterminer la contribution capacitive de l'additif conducteur à la capacité spécifique de l'électrode composite, puis d'en déduire l'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$ .

Une première série de tests s'est focalisée sur la comparaison de deux noirs de carbone sphériques, de tailles de particules, de conductivités et de surfaces spécifiques différentes. Il a été observé que le noir de carbone Black Pearls 2000 (BP) entraîne une augmentation approximative de  $30 \text{ F g}^{-1}$  à la capacité de l'électrode composite  $\text{MnO}_2\text{-C-PTFE}$  (60 :30 :10). Cette augmentation résulte de la contribution capacitive de BP relative à sa grande surface spécifique ( $1500 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ ) par rapport au noir d'acétylène. Néanmoins, la capacité spécifique exprimée par masse de  $\text{MnO}_2$  est similaire ( $\approx 175 \text{ F g}^{-1}$ ) indépendamment des deux carbones. Ceci suggère que la large porosité relative du BP, qui devrait jouer le rôle de réservoir d'électrolyte n'est pas suffisante pour augmenter de façon considérable les performances de l'électrode composite.

Une seconde série de tests s'est étendue à d'autres additifs conducteurs, tels que les nanotubes de carbone, les fibres de carbone et les noirs de carbone. La capacité spécifique des électrodes obtenue par voltamétrie cyclique montre une amélioration de l'utilisation électrochimique du matériau actif par les nanotubes de carbone avec une augmentation de la capacité spécifique à faible vitesse de balayage et une rétention de 80 % de la capacité à  $100 \text{ mV s}^{-1}$ . Ces résultats sont associés aux propriétés physiques intéressantes des nanotubes de carbones, notamment leur conductivité. Malheureusement, les valeurs de capacité spécifique exprimées par

masse de  $\text{MnO}_2$  restent inférieures à  $200 \text{ F g}^{-1}$ . Les caractérisations morphologiques devraient apporter quelques éléments de réponses à cette limitation.

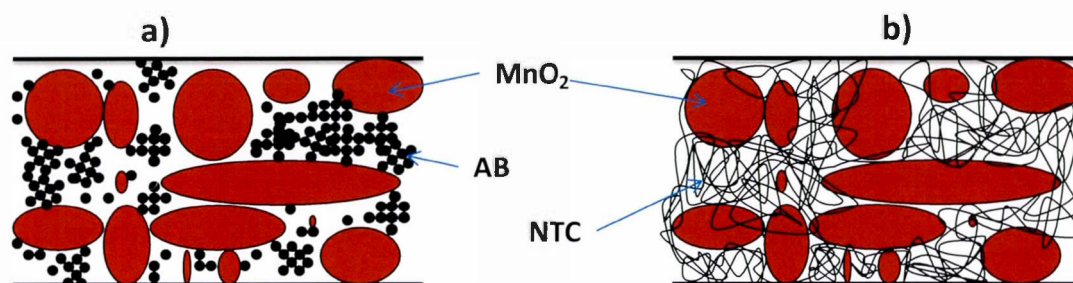
La microscopie à balayage a permis d'observer la distribution des différents composants à la surface de l'électrode et donc d'avoir une idée sur l'homogénéité des électrodes. L'homogénéité est un paramètre important qui influence les performances électrochimiques des électrodes composites.<sup>131</sup> Les mesures de surfaces spécifiques BET et de porosités ont donné des informations sur le volume poreux et la distribution de la taille des pores au sein des électrodes composites. Ces paramètres vont quant à eux influencer l'accessibilité de l'électrolyte dans l'électrode composite<sup>130</sup> et donc le stockage des charges.

La première observation faite est que la synthèse de particules poreuses hydratées amorphes de  $\text{MnO}_2$  conduit à une large distribution de tailles avec formation de nombreux agrégats. En raison de la faible conductivité électronique et ionique, ainsi que de la grande densité de  $\text{MnO}_2$ , la présence de ces agrégats dans l'électrode composite, en grand nombre, représente des sites potentiels de très faible utilisation électrochimique du matériau actif. Une grande proportion de  $\text{MnO}_2$  dans l'électrode est donc très faiblement active et limitera les performances de l'électrode. Ensuite, la forme des particules de carbones va influencer la formation d'un réseau conducteur continu dans l'électrode. D'après nos observations, l'utilisation de particules sphériques telles qu'AB, BP ou encore Vulcan améliore la conductivité de l'électrode, mais leur ajout entraîne une modification de la macroporosité de l'électrode et crée une nouvelle porosité (*cf.* figure 2.3), ce qui est à l'encontre de la formation d'un réseau conducteur continu. Par contre, la structure en filaments des nanotubes de carbones est plus effective à la création d'un réseau conducteur continu. Les nanotubes vont donc assurer un transport électronique efficace au sein de l'électrode, entraînant une amélioration des performances à faible et haute vitesse de cyclage. Leur présence va toutefois modifier la mésoporosité intrinsèque au matériau

actif et également créer une nouvelle porosité au sein de l'électrode. La figure 2.22 est un schéma montrant la distribution des particules à partir des observations MEB.

Bien que la porosité de l'électrode soit indispensable à l'entrée de l'électrolyte, la présence de macropores (pores interparticulaires) au niveau de l'électrode composite correspond également à des pertes de connectivité entre les particules, limitant ainsi le transport électronique au sein de l'électrode. L'introduction de porosité additionnelle va varier selon la nature de l'additif utilisé.

Des caractérisations supplémentaires pourraient parachever ces travaux. En effet, on a pu observer que la présence de carbone va entraîner une modification de l'hydrophilicité de l'électrode et de ce fait affecter l'accessibilité de l'électrolyte. La synthèse des noirs de carbone s'accompagne généralement de la formation de défauts chimiques à la surface des carbones. Ces défauts chimiques, comprennent des groupements fonctionnels tels qu'hydroxyles, carbonyles, acides carboxyliques, quinone et lactone.<sup>143</sup> La présence de ces groupements oxygénés va augmenter l'hydrophilicité à la surface du carbone et donc favoriser l'adsorption de  $H_2O$  à la surface. Le transport ionique pourrait être ainsi facilité. Il faut tout de même noter que la conductivité électronique sera affectée. Finalement, une étude de l'intrusion de mercure pourrait donner des informations complémentaires sur la macroporosité.



**Figure 2.22** Modèle de l'électrode composite avec des additifs conducteurs  
a) type noir d'acétylène (AB) et b) type nanotubes de carbone (NTC).

## CHAPITRE III

### ÉTUDE DE FILMS COMPOSITES À BASE DE DIOXYDE DE MANGANÈSE PRÉPARÉS PAR RÉDUCTION D'IONS PERMANGANATE EN PRÉSENCE DE CARBONE CONDUCTEUR

#### 3.1 Introduction

Dans le chapitre précédent, l'effet de l'additif de carbone sur la porosité, la conductivité de l'électrode et les performances électrochimiques a été étudié. La morphologie et les propriétés physiques de l'électrode composite sont intimement liées à la nature de l'additif conducteur utilisé. De ce fait, l'ajout du carbone va affecter aussi bien la conductivité électronique, que l'accessibilité de l'électrolyte, en modifiant la distribution de la porosité de l'électrode. Bien que les noirs de carbone aient montré une amélioration des performances électrochimiques des électrodes composites à base de  $\text{MnO}_2$ <sup>15, 83, 125, 128, 144</sup>, leur forme sphérique est un frein à la formation d'un réseau conducteur continu en comparaison des nanotubes de carbone<sup>123</sup>. Par ailleurs, la préparation d'électrodes composites nécessite une bonne optimisation lors du mélange des différents composants afin d'obtenir un film homogène. En effet, un film non homogène va conduire à de faibles conductivités électriques et des performances amoindries. Il est important de contrôler la distribution de l'additif conducteur dans l'électrode, ainsi que celle des particules de  $\text{MnO}_2$  qui ont tendance à s'agréger. Une des solutions proposées pour augmenter la dispersion des particules de  $\text{MnO}_2$  dans l'électrode composite repose sur la réduction spontanée des ions permanganate par un carbone conducteur (le noir d'acétylène, les nanotubes de carbone ou encore le graphène).<sup>107, 144-147</sup> Cette approche a conduit à une



amélioration des performances électrochimiques.<sup>91, 107, 142, 144-149</sup> Cependant, dans la majorité des cas, le pourcentage massique de  $\text{MnO}_2$  dans l'électrode composite est très faible ou rarement mentionné.<sup>17, 23, 122, 149</sup> De plus, il faut se garder à l'esprit que le support de carbone sur lequel va être déposé  $\text{MnO}_2$  peut avoir un effet négatif sur la fenêtre de stabilité électrochimique de l'électrode composite et donc limiter son utilisation dans les dispositifs asymétriques.<sup>16</sup>

### 3.1.1 Dépôt spontané de $\text{MnO}_2$ sur carbone

Faisant suite aux premiers travaux sur l'utilisation de la pseudocapacité du dioxyde de manganèse pour les supercondensateurs électrochimiques<sup>15</sup>, Lee et *al.*<sup>144</sup> en 2001, proposaient une nouvelle approche pour augmenter la dispersion de  $\text{MnO}_2$  et de l'additif conducteur dans l'électrode composite. Au lieu de mélanger physiquement par broyage mécanique les composants de l'électrode composite, le noir de carbone, dans des proportions connues, fût préalablement dispersé dans une solution aqueuse de  $\text{KMnO}_4$  jusqu'à homogénéisation, puis une solution aqueuse d'acétate de manganèse (II) fût ajoutée au mélange. Les auteurs observèrent un gain de capacité d'environ  $40 \text{ F g}^{-1}$  et une meilleure rétention de capacité à haute vitesse de cyclage, comparativement à une électrode préparée par mélange physique des différents composants. Malheureusement, les informations sur la quantité de liant utilisé et la masse de matériau actif dans l'électrode ne sont pas clairement fournies.

Subramanian et *al.*<sup>91</sup> dispersèrent des nanotubes de carbone monoparois (SWCNTs) dans une solution de  $\text{KMnO}_4$  pendant 1 h, après complète homogénéisation, de l'éthanol fût ajouté au mélange sous agitation afin d'obtenir des composites  $\text{MnO}_2$ :SWNTs. Ils étudièrent l'effet des différents ratios  $\text{MnO}_2$ /SWNTs sur les performances électrochimiques. Les valeurs de capacités spécifiques obtenues par masse active de l'électrode à  $2 \text{ mV s}^{-1}$  pour des proportions massiques de carbones de 5, 10, 20, 30 et 40 % (m/m) sont respectivement 195, 180, 162 et  $151 \text{ F}$



$\text{g}^{-1}$ . Par ailleurs, cette approche a permis d'améliorer l'efficacité des électrodes en cyclage, avec 78 % de rétention de capacité après 750 cycles pour une électrode composite  $\text{MnO}_2$ : 20 % (m/m) SWNT. De plus, les mesures de spectroscopie d'impédance électrochimique (EIS), ont montré une diminution de l'ESR avec l'augmentation de la proportion de carbone dans le composite.

Plus tard, Ma et *al.* ont observé que la dispersion du noir de carbone (noir d'acétylène) dans une solution de permanganate de potassium produit un dépôt spontané de  $\text{MnO}_2$  sur le carbone.<sup>145</sup> Ainsi le noir de carbone utilisé, joue simultanément le rôle d'agent réducteur et de support pour la nucléation de  $\text{MnO}_2$ .<sup>145</sup> La réaction qui a lieu est la suivante :



De plus, par microscopie électronique à balayage, ils ont observé que le dépôt de  $\text{MnO}_2$  sur le carbone est de l'ordre de quelques nanomètres.<sup>145</sup> Finalement, une capacité spécifique de  $580 \text{ F g}^{-1}$  fut trouvée pour une électrode composite  $\text{MnO}_2/\text{CNT}$  avec un courant galvanostatique de  $1 \text{ A g}^{-1}$  dans un électrolyte organique (1 M  $\text{LiClO}_4$  dans PC).<sup>107</sup>

D'autres études liées au dépôt spontané de  $\text{MnO}_2$  sur des supports de carbone ont suivi. Jiang et *al.* se sont intéressés aux facteurs influençant les performances électrochimiques des poudres composites  $\text{MnO}_2/\text{MWCNTs}$  comme matériau d'électrode pour les supercondensateurs électrochimiques.<sup>150</sup> L'influence de cette combinaison sur la morphologie de l'électrode et la surface spécifique BET a révélé une meilleure dispersion du  $\text{MnO}_2$  sur le carbone et un effet de la proportion du carbone sur la surface spécifique du composite qui est de l'ordre de  $200 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ .<sup>150</sup> De plus, ils observent que l'ajout de 5 % (m/m) d'un noir de carbone comme additif conducteur supplémentaire améliore les performances d'une électrode à base de poudre composite  $\text{MnO}_2/ 20 \text{ % (m/m) MWCNTs}$ , comparativement à une poudre

composite contenant 25 % (m/m) MWCNTs sans ajout de noir de carbone. Ce qui suggère que le dépôt de  $\text{MnO}_2$  sur le carbone affectera les propriétés conductrices du support à base de carbone. Néanmoins, ils obtiennent pour la meilleure optimisation une capacité spécifique de  $179 \text{ F g}^{-1}$  à  $5 \text{ mV s}^{-1}$ , par masse de matière active.

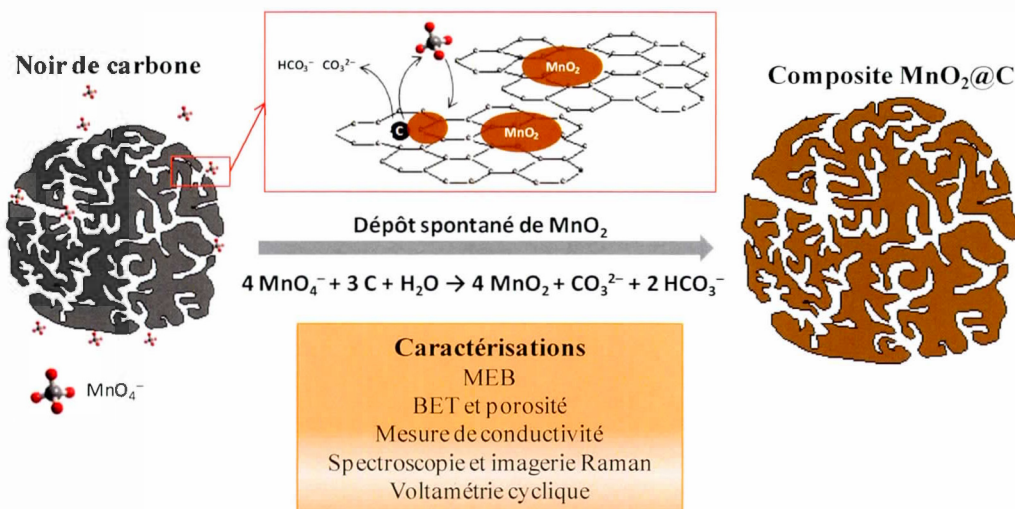
Récemment, une étude s'est focalisée sur les changements structuraux apparaissant sur l'oxyde de graphène réduit (RGO) lors de la réaction d'oxydoréduction entre le carbone et les ions  $\text{MnO}_4^-$  (cf. équation 3.1).<sup>93</sup> Les auteurs se sont aperçus de changements significatifs sur les propriétés morphologiques et physiques des matériaux composites. Typiquement, la réaction d'oxydoréduction entraîne des pertes quantitatives de carbone et abaisse dramatiquement la conductivité électronique de RGO. L'étude des performances électrochimiques en utilisant une microélectrode à cavité s'est soldée par des résultats non favorables, essentiellement dus à la mauvaise conductivité électronique du composite.<sup>93</sup>

Finalement, bien que de nombreux articles rapportent des performances améliorées pour les électrodes préparées à partir de poudres composites en comparaison à des électrodes formulées par mélange mécanique des différentes poudres<sup>142, 144-145</sup>, la réduction de  $\text{MnO}_4^-$  par le support de carbone va possiblement affecter les propriétés structurales de l'additif conducteur<sup>93, 150</sup>. De plus, les capacités spécifiques calculées pour des proportions massiques d'environ 60 % (m/m) dans la poudre composite sont de l'ordre de  $200 \text{ F g}^{-1}$ .<sup>142, 150</sup> Ainsi, la bonne dispersion de  $\text{MnO}_2$  obtenue par cette approche n'est pas suffisante pour améliorer les performances électrochimiques du matériau actif, et pourrait également être un désavantage dans la mesure où la fonction principale du carbone dans le composite est la création d'un réseau conducteur efficace.

### 3.1.2 Stratégies proposées

La motivation principale de ce troisième chapitre est d'investiguer les changements sur l'homogénéité, la morphologie, la conductivité et enfin les performances électrochimiques d'électrodes à base de  $\text{MnO}_2$ , apportés lors de la préparation des poudres composites par réaction d'oxydoréduction entre le carbone et les ions permanganate.

En raison de la contribution capacitive relative à la grande surface spécifique du carbone activé, l'ajout du carbone poreux Black Pearls a permis une augmentation de la capacité spécifique de l'électrode composite préparée par mélange mécanique.<sup>16</sup> Nous nous sommes donc proposé de l'utiliser comme carbone support sur lequel des particules de  $\text{MnO}_2$  seront spontanément déposées. L'utilisation de carbones poreux comme agent réducteur des ions permanganate et support pour la nucléation de  $\text{MnO}_2$  a déjà été rapportée dans la littérature.<sup>23, 148</sup> Deux types d'électrodes composites sont préparés dans cette étude. Une électrode composite  $\text{MnO}_2/\text{BP-PTFE}$  (60 :30 :10) préparée par mélange mécanique des différents composants. Dans le second cas, les particules de BP sont rajoutées à la synthèse de  $\text{MnO}_2$  pour obtenir une poudre nanocomposite  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  dans des proportions (2 :1). La poudre composite est ensuite mélangée mécaniquement avec le liant pour obtenir une électrode composite  $\text{MnO}_2@\text{BP-PTFE}$  (90 :10), soit  $\text{MnO}_2\text{-BP-PTFE}$  (60 :30 :10). Il est attendu que la synthèse des poudres nanocomposites donne lieu à des films composites plus homogènes avec une meilleure dispersion du carbone et du matériau actif. L'effet de ces deux modes de préparation sur la morphologie et les propriétés physiques des électrodes composites est évalué par microscopie électronique à balayage, mesure de conductivité 4-pointes et de surface spécifique BET. De plus, en raison de la sensibilité pour la spectroscopie Raman des poudres amorphes de  $\text{MnO}_2$ <sup>81-82</sup> et des carbones<sup>151-152</sup>, cette technique complémentera l'étude des changements structuraux<sup>93, 110</sup>. Les performances électrochimiques sont évaluées par voltamétrie cyclique. La figure 3.1 présente la méthodologie employée dans ce chapitre.



**Figure 3.1 Méthodologie proposée. D'après<sup>93</sup>.**

### 3.1.3 Résumé de l'article

La préparation d'électrodes composites requiert, en plus du  $\text{MnO}_2$ , un additif de carbone pour assurer la conductivité électronique et un polymère liant (PTFE) pour la tenue mécanique de l'électrode. Le noir de carbone poreux Black Pearls 2000 (BP,  $1500 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ ) a été utilisé comme additif conducteur. Pour améliorer la dispersion de l'oxyde de manganèse dans l'électrode, des particules de  $\text{MnO}_2$  ont été déposées par réaction de précipitation en présence de carbone. Les poudres composites ont été caractérisées par microscopie électronique à balayage, mesure de conductivité 4-pointes, analyse thermogravimétrique, mesure de surface BET, spectroscopie Raman et voltamétrie cyclique. L'imagerie Raman a permis de confirmer l'homogénéité des films préparés par cette approche. D'autre part, cette technique a mis en évidence des changements au niveau des caractéristiques physiques du carbone, notamment un effet de la synthèse sur la conductivité du carbone, ce qui devrait limiter les performances électrochimiques des poudres composites.

### 3.2 Article 2 : Chemical Mapping and Electrochemical Performance of Manganese Dioxide/Activated Carbon Based Composite Electrode for Asymmetric Electrochemical Capacitor

A. Gambou-Bosca and D. Bélanger

Département Chimie, Université du Québec à Montréal, CP8888, Succ. Centre Ville, Montréal, Québec, Canada H3C 3P8

Paru dans *Journal of The Electrochemical Society*, 2015, **162** (5) A5115-A5123

<http://jes.ecsdl.org/content/162/5/A5115.abstract>

#### 3.2.1 Abstract

A  $\text{MnO}_2$ @BP nanocomposite was synthesized by simultaneously reduction of  $\text{KMnO}_4$  with  $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  and highly porous Black Pearls 2000 at room temperature. The specific surface area, porosity, crystalline form and conductivity of  $\text{MnO}_2$ @BP nanocomposite were characterized by nitrogen gas absorption measurements, scanning electron microscopy, X-ray diffraction and 4-point probe measurements, respectively. The content of  $\text{MnO}_2$  and BP in the composite was determined by thermogravimetric analysis. Chemical mapping using Raman spectroscopy was performed to investigate the distribution of  $\text{MnO}_2$  and BP in a composite electrode film prepared with a polytetrafluoroethylene (PTFE) binder. This composite electrode exhibits more homogeneously distributed  $\text{MnO}_2$  particles when compared to an electrode made by physical mixing of  $\text{MnO}_2$ , BP and PTFE ( $\text{MnO}_2/\text{BP}$ -PTFE). Also, Raman spectroscopy data of both composite electrodes indicates a loss of electrical conductivity of BP in the case  $\text{MnO}_2$ @BP-PTFE. The



electrochemical properties were characterized by cyclic voltammetry in aqueous 0.65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . The specific capacitance of  $\text{MnO}_2@\text{BP-PTFE}$  composite electrode was  $122 \pm 5 \text{ F g}^{-1}$ , which is statistically equivalent to the capacitance of  $\text{MnO}_2/\text{BP-PTFE}$  composite electrode ( $129 \pm 6 \text{ F g}^{-1}$ ).

### 3.2.2 Introduction

Owing to its large theoretical capacitance, low cost, environmental friendliness and high density, manganese dioxide ( $\text{MnO}_2$ ) is an ideal candidate for positive electrode in asymmetric electrochemical capacitor.<sup>1-4</sup> However the performance of  $\text{MnO}_2$ -based electrodes is limited by the low electrical and ionic conductivities of  $\text{MnO}_2$ . Approaches to increase the low specific capacitance of  $\text{MnO}_2$ -based electrode include the addition of a conductive additive such as carbons<sup>5-9</sup> or conductive polymers<sup>10-14</sup> to  $\text{MnO}_2$  for the fabrication of a composite electrode. On the other hand, the deposition of a thin  $\text{MnO}_2$  layer on carbon with various (nano)architectures<sup>7, 15-24</sup> yielded high capacitance ( $\sim 700 \text{ F g}^{-1}$ ) when only the mass of  $\text{MnO}_2$  was taken into account.<sup>1, 8, 9, 16</sup> Such composite electrodes show typical specific capacitance in the range of 150–250  $\text{F g}^{-1}$ . Thus, the reported specific capacitance per mass of manganese dioxide is more dependent on the quantity of  $\text{MnO}_2$  than the nature of the conductive carbon.<sup>5, 8, 9, 16, 21-23, 25-33</sup>

Obtaining good electrochemical performance for  $\text{MnO}_2$ -based composite electrodes requires that the electrical contact between  $\text{MnO}_2$  and the carbon to be as intimate as possible.<sup>21, 34</sup> An attractive approach to achieve it involves the deposition of  $\text{MnO}_2$  onto carbon.<sup>15, 22, 31, 34-38</sup> By this mean, the effective interfacial area between manganese oxide and the solution is greatly increased. Moreover the contact between  $\text{MnO}_2$  and carbon will lead to a high electronic conductivity.  $\text{MnO}_2$  has been deposited onto a carbon support by various methods such as sol-gel route, thermal decomposition, electrodeposition, sonochemical synthesis, and redox reaction.<sup>18, 31, 34-</sup>

<sup>45</sup> Some of the electrodes prepared by these methods have yielded promising specific capacitance values, but in several cases the  $\text{MnO}_2$  loading is either not mentioned or the  $\text{MnO}_2$  film very thin.

It is therefore of technical interest to investigate the distribution and the structural properties of each component of  $\text{MnO}_2$ -based composite for the design of electrochemical capacitor. Because it is sensitive to amorphous components and those with short-range order, Raman spectroscopy is suitable to characterize manganese oxides<sup>46, 47</sup> At the same time, Raman spectroscopy has been proved to be a useful tool to study the vibrational properties and electronic structures of carbon materials.<sup>48-50</sup> Interestingly, information about the distribution or the physical properties such as conductivity of an electrode material could be obtained using Raman mapping technique.<sup>46, 47, 51-53</sup>

In this paper, two different types of composite electrodes were prepared. Firstly, Black Pearls carbon was mixed with a binder and separately synthesized  $\text{MnO}_2$ . Secondly, a  $\text{MnO}_2$ @Black Pearls composite was prepared by chemical precipitation of  $\text{MnO}_2$  by redox reaction of potassium permanganate and manganese acetate in the presence of Black Pearls powder. This procedure should allow the deposition of  $\text{MnO}_2$  on carbon in addition to separate  $\text{MnO}_2$  particles. The resulting material was then used to fabricate composite electrode by addition of a binder. The structure, morphology, electrochemical performance of the composite are fully investigated and discussed. Furthermore, Raman mapping was used as a complementary technique to investigate the physical properties of the composite electrodes.

### 3.2.3 Experimental Section

#### 3.2.3.1 Synthesis of MnO<sub>2</sub>/Carbon black composites

MnO<sub>2</sub>@carbon black nanocomposite was synthesized by chemical precipitation by mixing 100 ml of an aqueous solution containing 3.68 g of manganese acetate and 1 g of carbon black with a 60 ml aqueous solution containing 1.58 g of potassium permanganate, at 25 °C. High specific surface area Black Pearls (BP, Cabot) was used as carbon support. The resulting solution was stirred for 6 h during, and a dark-brown precipitate was formed. Once the stirring was stopped, the precipitate was rinsed several times with distilled water and filtered under vacuum. Then, the wet powder was dried at 110 °C for 12 h and milled in an agate mortar. The composite was named MnO<sub>2</sub>@BP. For comparison, amorphous MnO<sub>2</sub> was synthesized by the similar procedure but without the addition of BP. Thereafter, a MnO<sub>2</sub>/BP composite was prepared by mechanically mixing 33 wt% of BP and 67 wt% of MnO<sub>2</sub> in an agate mortar.

#### 3.2.3.2 Characterization of the materials

**X-ray diffraction (XRD).** The crystallographic structure of the composite was characterized by XRD with an X-ray diffractometer (X'Pert system, Philipps) at  $2\theta = 15\text{--}85^\circ$  using monochromatic Cu K $\alpha$  radiation ( $\lambda = 1.541874 \text{ \AA}$ ) operated at 50 kV/40 mA controlled by X'Pert Data Collector software. SEM micrographs were obtained with a scanning electron microscope (JEOL JSM-7600F) for pristine MnO<sub>2</sub> and BP, as well as for composite MnO<sub>2</sub>@BP.

**Nitrogen gas adsorption measurements.** The nitrogen adsorption–desorption isotherms were measured at 77 K using Autosorb-1 (Quantachrome instruments,

USA) controlled by AS1 software. The specific surface area (SSA) was evaluated using the Brunauer–Emmett–Teller (BET) method. In addition, the theoretical BET surface areas for these composites were calculated by assuming a linear combination of the contribution of each component (eqn. 3.2).

$$SSA_{\text{Calc}} = x SSA_{\text{MnO}_2} + y SSA_{\text{Carb}} \quad (3.2)$$

Where SSA is the specific surface area of each material,  $x$  and  $y$  are the weight fraction of  $\text{MnO}_2$  and the carbon support or additive in the composite, respectively. The pore size distributions were calculated using Density Functional Theory (DFT) and Monte Carlo simulation (MC) from the adsorption branch at relative  $P/P_0$  between 1 and  $10^{-7}$ . The microporosity information (pore size distribution in cumulated surface and volume) was obtained through simulation of the isotherm by DFT Monte-Carlo calculations using the same software (AS1). The  $\alpha_s$  and  $t$ -plot methods were employed to extract the microporous surface and volume.

**Thermogravimetric analysis (TGA)** was conducted on a thermogravimetric analyzer TGA Q500/Discovery MS (TA Instruments, New Castle, DE USA) in air with a flow rate of  $90 \text{ mL min}^{-1}$ . TGA for samples were recorded in the temperature range from 30 to  $850 \text{ }^\circ\text{C}$  at scan rate of  $10 \text{ }^\circ\text{C min}^{-1}$ .

**Raman Spectroscopy.** Raman spectra were taken between  $200$  and  $2000 \text{ cm}^{-1}$  at room temperature with a Renishaw Invia Raman microscope. A  $20 \text{ mW}$  moduLaser with a  $514 \text{ nm}$  excitation laser was used. The data acquisition and analysis were performed with the system software Wire3. Other Raman measurement specifications are the objective lens  $50\times$ , the 1, 5 and 10 % laser power on the sample, CCD exposure time of 30 s. To have a high signal-to-noise ratio, each Raman spectrum is the average of



30 successive scans obtained at spectral resolution of  $1\text{ cm}^{-1}$ . To obtain the Raman images ( $20\text{ }\mu\text{m} \times 20\text{ }\mu\text{m}$ ), a scanning of the sample was performed with a step size of  $2\text{ }\mu\text{m}$  and a Raman spectrum was recorded at every point. The spectra were analyzed, and Raman images were then constructed using a parameter (peak frequency, peak intensity, integrated peak intensity, or peak width) by using Wire3 software.

**Electrical conductivity measurement.** The electrical properties of the composite electrodes were investigated by 4-point probe measurement using a Keithley 6220 DC precision current source (US). The I–V DC potential sweeps were measured at  $100\text{ mV s}^{-1}$  and yielded a linear I–V response. The electrical conductivity of the composite film was obtained, using the resistance determined from the inverse slope of the I–V curve and the dimensions of the sample. Eqn. (3.3):

$$\sigma_e = \frac{1}{R \times e} \quad (3.3)$$

where  $\sigma_e$  is the electrical conductivity in  $\text{S cm}^{-1}$ ,  $R$  is the sheet resistance of the composite electrode measured by 4-point probe in  $\Omega/\text{square}$  and  $e$  is the thickness of the composite electrode in cm.

### 3.2.3.3 Electrochemical characterization

Electrodes were prepared by mixing the composite powder as active material with 10 wt% of PTFE binder (polytetrafluoroethylene, Aldrich). A few drops of ethanol were added to the mixture in order to obtain homogeneous slurry. The resulting paste was dried at  $60\text{ }^\circ\text{C}$  for 3 h in oven, then a  $0.25\text{ cm}^2$  cold rolled thick film with an average mass of 2 mg was pressed at  $9 \times 10^5\text{ Pa}$  for 60 s in a stainless steel grid (80 mesh, 0.127 mm, Alfa Aesar). Cyclic voltammetry (CV) was performed



using a standard three electrode cell containing a 0.65 M  $K_2SO_4$  aqueous solution degassed with purified nitrogen gas at room temperature. A composite electrode was used as the working electrode, with a platinum gauze and a Ag/AgCl (3 M NaCl) as counter electrode and the reference electrode, respectively. Capacitive behavior of the electrodes was studied by cyclic voltammetry (CV) within a potential range of 0–0.9 V vs. Ag/AgCl at various scan rates between 2 and 200  $mV s^{-1}$ . To calculate the specific capacitance ( $C$ ), the cathodic voltammetric charge ( $Q$ ) was evaluated by integration of a CV curve, and subsequently divided by the mass of electrode ( $m$ ) and the width of potential window ( $\Delta V$ ):

$$C = \frac{Q}{m\Delta V} \quad (3.4)$$

Then a plot of the gravimetric capacitance as a function of the potential was obtained by replacing the current by the gravimetric capacitance calculated from eqn. (3.5):

$$C_{grav} = \frac{I}{mv} \quad (3.5)$$

where  $C_{grav}$  is the gravimetric capacitance in  $F g^{-1}$ ,  $I$  is the current in A,  $m$  is the mass in g and  $v$  is the scan rate in  $V s^{-1}$ .

### 3.2.4 Results and discussion

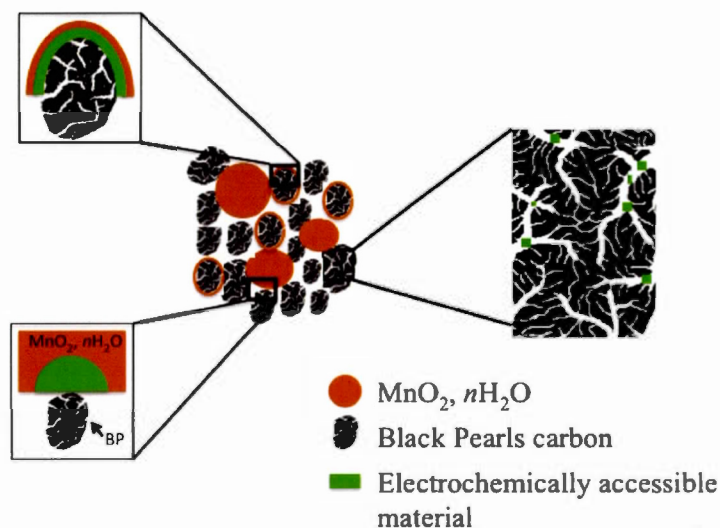
#### 3.2.4.1 Synthesis of $MnO_2@BP$ composite

Nanostructured carbons are characterized by high electrical conductivity, chemical stability and specific surface areas.<sup>16, 54, 55</sup> Since manganese oxides have poor ionic and electronic conductivity, it is therefore of common practice to combine them with conductive carbons to form composite to improve their electrochemical performances.<sup>4, 7, 9, 17, 56</sup>

In a previous work, we have reported that the physical mixing of  $\text{MnO}_2$  with a carbon black such as Black Pearls (BP) cannot contribute to increase the specific capacitance of the composite electrode despite the high specific surface area of BP relative to a conventional carbon black.<sup>21</sup> In fact, the large pool of ionic species present with BP did not significantly improve the utilization of  $\text{MnO}_2$  which remained relatively low.<sup>21</sup> This could be explained by the large  $\text{MnO}_2$  particle size and perhaps by a non-efficient distribution of the materials of the composite electrode.<sup>3</sup>

Among all the synthesis techniques used to prepare composites, chemical coprecipitation is the most common technique.<sup>1, 9, 16, 21, 34, 38</sup> Lee *et al.* tried to increase the degree of dispersion between  $\text{MnO}_2$  and carbon by adding 20–80 wt% of carbon black to a  $\text{KMnO}_4$  aqueous solution and subsequent addition of a manganese acetate aqueous solution.<sup>34</sup> It was found that the chemical mixing method was effective in increasing the specific capacitance and the electrochemical properties of  $\text{MnO}_2$ . Later, Ma *et al.* found that carbon black or either carbon nanotube act as a reducing agent and also as substrates for the heterogeneous nucleation of  $\text{MnO}_2$  deposits.<sup>38, 40, 41</sup> This process has successfully produced nanosized  $\text{MnO}_2$  deposit directly on the carbon surface.

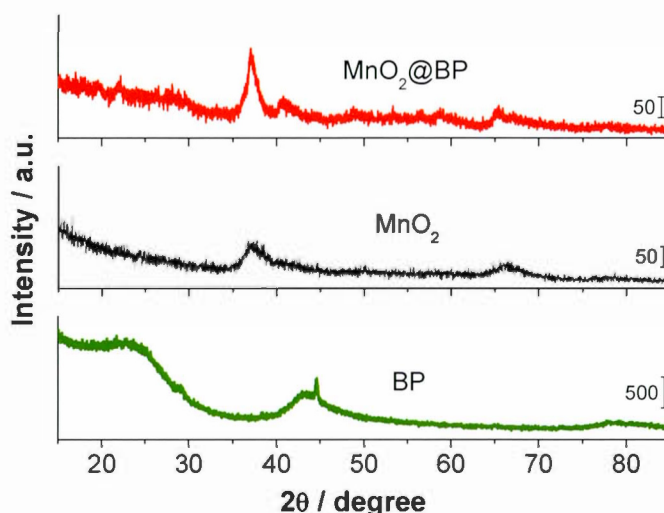
In the present work, the method developed by Lee *et al.* was modified to obtain a high loading of  $\text{MnO}_2$ .<sup>34</sup> BP was first dispersed in a manganese acetate aqueous solution, and then a  $\text{KMnO}_4$  aqueous solution was added. Since both BP and manganese acetate work as reducing agent, it was expected that  $\text{MnO}_2$  will nucleate on carbon and at the same time precipitate in the solution. A schematic representation of the anticipated material is shown in Scheme 1 (Fig. 3.2).



**Figure 3.2 (Scheme 1) Schematic diagram of the  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  nanocomposite synthesized by chemical precipitation.**

#### 3.2.4.2 XRD characterization

Fig. 3.3. shows the XRD patterns of  $\text{MnO}_2$ , BP and  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  samples. The broad diffraction peaks of  $\text{MnO}_2$  and  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  indicate that the oxide and the composite are poorly crystallized, probably due to the absence of long-range order of the  $\text{MnO}_6$  octahedra.<sup>29, 30, 36, 57, 58</sup> Two diffraction peaks at  $2\theta = 25^\circ$  and  $43^\circ$  corresponding to (002) and (101) diffractions of graphitic carbon respectively,<sup>38, 41, 57, 59</sup> can be seen for BP. The intensities of the two peaks decreased for the composite material, due to the incorporation of  $\text{MnO}_2$  in the  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  composite.



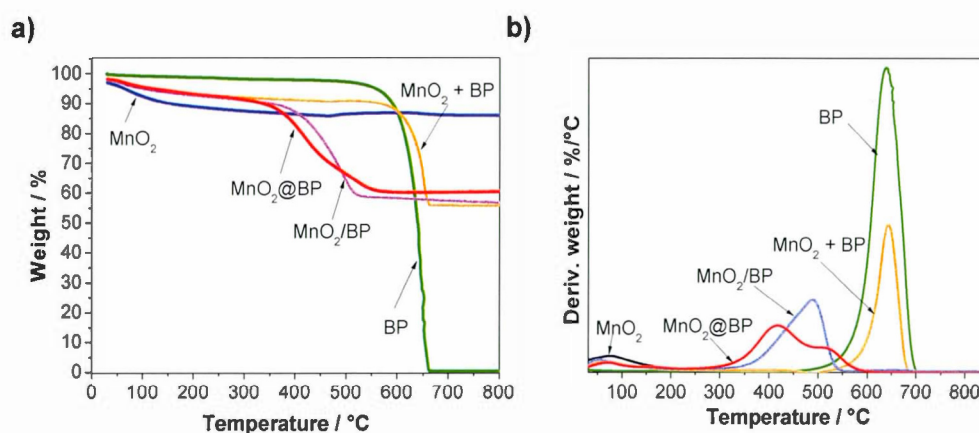
**Figure 3.3** XRD patterns of BP,  $\text{MnO}_2$  and  $\text{MnO}_2@\text{BP}$ .

#### 3.2.4.3 TGA characterization

The loading of  $\text{MnO}_2$  of the composite was estimated by TGA in air. Figs. 3.4. show TGA and the derivative thermogravimetric (DTG) curves of pristine  $\text{MnO}_2$ , BP and various nanocomposites. The thermogram of  $\text{MnO}_2$  powder shows an initial 11 % weight loss below 130 °C, which corresponds to the dehydration of the sample (Fig. 3.4a). This is followed by a second weight loss of 2 % between 130 and 470 °C which could be attributed to the departure of the crystallization water and also to the transformation of  $\text{MnO}_2$  to  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .<sup>7, 17</sup> The small increase between of 650 and 700 °C is attributed to the formation of the  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ .<sup>35</sup> The combustion of BP carbon occurs between 550 and 625 °C. Two weight losses of 26 and 8 % are observed for  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  in the range of 300–450 °C and 450–550 °C, respectively.

To estimate the  $\text{MnO}_2$  loading, two sets of experiments were conducted. One consists of recording the mass variation of a sample prepared by putting 60 wt%

MnO<sub>2</sub> and 30 wt% BP in the same pan without mixing (Fig. 3.4, sample MnO<sub>2</sub> + BP). In this case, the mass loss of 34 wt% attributed to carbon combustion is in relatively good agreement with the nominal composition of the sample. The second is the study of the mechanically mixed sample containing 60 wt% MnO<sub>2</sub> and 30 wt% carbon black (Fig. 3.4, sample MnO<sub>2</sub>/BP). The TGA and DTG curves of MnO<sub>2</sub>/BP demonstrate that the carbon combustion temperature was lowered by the mechanical mixing of the two materials. The weight loss of MnO<sub>2</sub>/BP occurred in the same temperature range than that of MnO<sub>2</sub>@BP, which suggests that the lower carbon-combustion temperatures are due to the catalytic property of MnO<sub>2</sub>. The second weight loss of the MnO<sub>2</sub>@BP in the temperature range of 510–550 °C is probably due to the combustion of carbon not coated by manganese oxide.<sup>57, 60</sup> All MnO<sub>2</sub>-carbon composites present a weight loss of approximately 6 % between room temperature and 150 °C attributed to the dehydration of the sample. Finally, the MnO<sub>2</sub>:BP ratio of MnO<sub>2</sub>@BP composite is 2:1.



**Figure 3.4** a) TGA and b) derivative thermogravimetric (DTG) curves of MnO<sub>2</sub>, Black Pearls and their composites.



## 3.2.4.4 BET Analysis

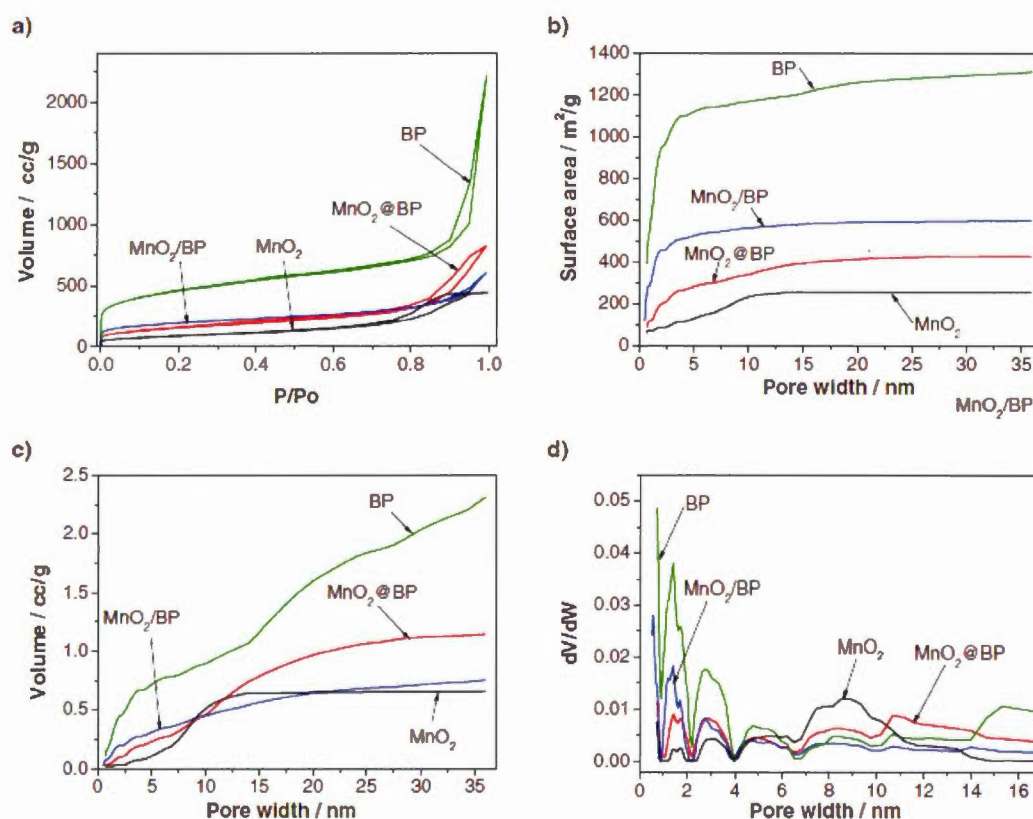
**Tableau 3.1 List of investigated materials with their composition, specific surface areas and microporous volume.**

Sample	Specific surface area ( $\text{m}^2 \text{g}^{-1}$ )	Calculated SSA * ( $\text{m}^2 \text{g}^{-1}$ )	Microporous volume ( $\text{cc g}^{-1}$ )	Microporous surface ( $\text{m}^2 \text{g}^{-1}$ )	% Microporous surface
MnO <sub>2</sub>	298	—	0.002	85	29
BP	1532	—	0.047	937	61
MnO <sub>2</sub> @BP (2:1)	544	705	0.009	197	36
MnO <sub>2</sub> /BP (2:1)	648	705	0.015	453	70

\* Specific surface area calculated from eqn. 3.2

Figs. 3.5 show the nitrogen adsorption/desorption isotherms at 77 K, the cumulated surface vs. pore width, pore volume vs. pore width and the pore size distribution for BP, MnO<sub>2</sub>, MnO<sub>2</sub>@BP and MnO<sub>2</sub>/BP. All samples present mixed type I and type II isotherms for low and high relative pressure ( $P/P_0$ ), respectively (Fig. 3.5a.).<sup>61</sup> For BP, the volume adsorbed at low  $P/P_0$  is characteristic of an extended microporous structure (< 2 nm). In the intermediate  $P/P_0$  range, the sloped plateau is due to a contribution from the outer surface, generally related to the adsorption in the mesopores (2-50 nm). The isotherms display a H3 hysteresis loop typical for a mesoporous material with narrow slit-like pores near the maximum relative pressure (between 0.9 and 1). On the other hand for MnO<sub>2</sub>, the low absorbed volume observed at low relative pressure is characteristic of a mesoporous-like material, which is confirmed by the plateau and the small hysteresis. Major changes in the adsorption isotherm of MnO<sub>2</sub>-based composites are also observed. More specifically, a significant drop of the adsorbed volume is observed at low relative pressure. The effect of the spontaneous deposition of MnO<sub>2</sub> at the carbon surface on the microporous structure of the carbon can be quantified by further analysis of the

isotherms, which allow determining parameters such as the BET surface area, the pore size distribution (Fig. 3.5d) as well as the cumulated surface (Fig. 3.5b) and cumulated volume (Fig. 3.5c) (Table 3.1).



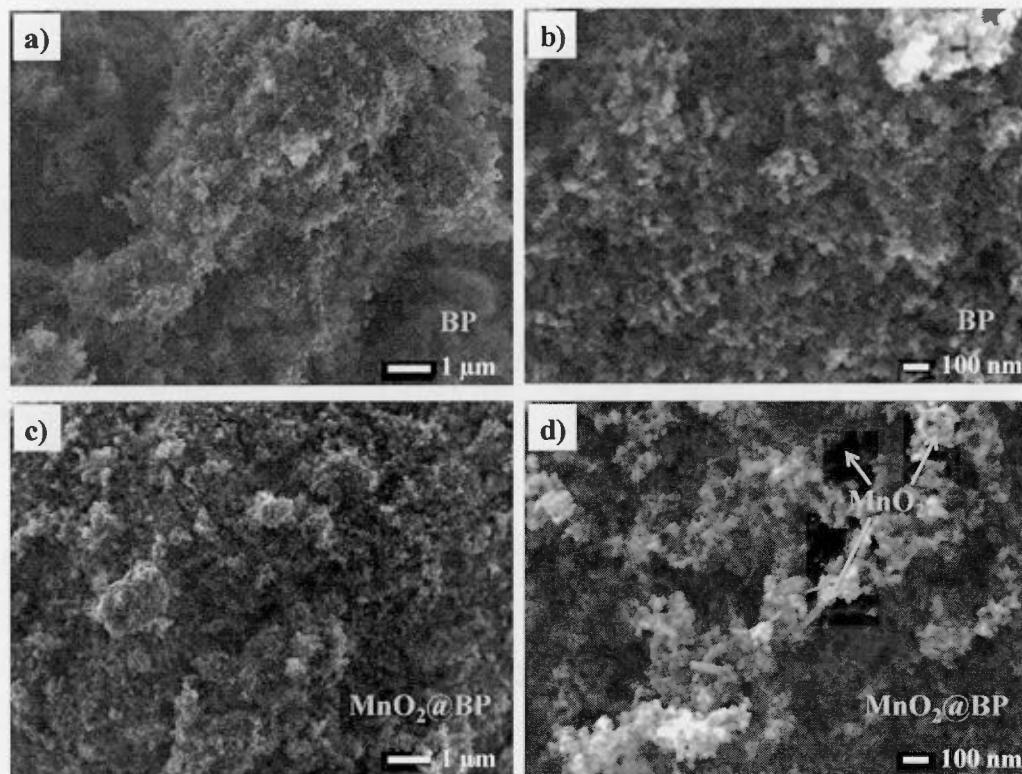
**Figure 3.5** a) N<sub>2</sub> adsorption isotherms of BP, MnO<sub>2</sub>, MnO<sub>2</sub>@BP and MnO<sub>2</sub>/BP, b) Cumulated surface area vs. pore width of BP, MnO<sub>2</sub>, MnO<sub>2</sub>@BP and MnO<sub>2</sub>/BP, c) Cumulated volume vs. pore width of BP, MnO<sub>2</sub>, MnO<sub>2</sub>@BP and MnO<sub>2</sub>/BP, and d) Pore size distribution (dV/dW, d(volume)/d(pore size)) BP, MnO<sub>2</sub>, MnO<sub>2</sub>@BP and MnO<sub>2</sub>/BP.

Firstly, the BET specific surface areas (Table 3.1) for  $\text{MnO}_2$  and BP are in agreement with those reported in the literature.<sup>3,9,61,62</sup> When BP is used as carbon support, the specific surface area increases from about 298 to 544  $\text{m}^2 \text{g}^{-1}$ . Furthermore, the BET specific surface area of  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  is lower than the sample prepared by mechanically mixing  $\text{MnO}_2$  with carbon. In both cases, the experimental SSA of composites is lower than the expected SSA (Table 3.1), which means that some pores of  $\text{MnO}_2$  or carbon could be blocked. In order to get some insight into the influence of the deposition or the physical mixing on the BET surface area, the pore texture of the materials was investigated. A plot of the cumulated surface area as a function of the pore width shows that the major contribution to the surface can be attributed to pores whose diameter is smaller than 2 nm (Fig. 3.5b and Table 3.1) for BP and  $\text{MnO}_2/\text{BP}$ . On the other hand, for  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  and BP the contribution of the pore smaller than 6 nm is less important but a significant increase of the cumulated surface is observed up to pore width of 10 nm. Figure 3.5d shows noticeable difference of the pore size distribution of BP,  $\text{MnO}_2/\text{BP}$  and  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  despite that the BP content of  $\text{MnO}_2/\text{BP}$  and  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  is very similar. It can be seen that the pores smaller than 2 nm are more strongly affected when  $\text{MnO}_2$  is deposited on BP ( $\text{MnO}_2@\text{BP}$ ) than when  $\text{MnO}_2$  and BP are physically mixed ( $\text{MnO}_2/\text{BP}$ ). This explains the smaller BET surface area, cumulated mesoporous surface area and cumulated volume of the  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  sample (Table 3.1).

#### 3.2.4.5 SEM characterization

Figs 3.6 show SEM images of Black Pearls carbon before and after manganese oxide deposition. At low magnification both samples are rough and porous with small particles (Figs. 3.6a and c). Fig. 3.6b shows the presence of relatively uniform BP particles with size of about 20 nm. At higher magnification, SEM image for the  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  powder slightly differ. In presence of BP,  $\text{MnO}_2$

particles smaller than 100 nm are observed (Fig. 3.6d). These are believed to result from the homogeneous nucleation of  $\text{MnO}_2$ . In addition, the significant fraction of particles with similar size as that of the pristine BP suggests that a very thin layer of  $\text{MnO}_2$  is deposited on the carbon black surface.

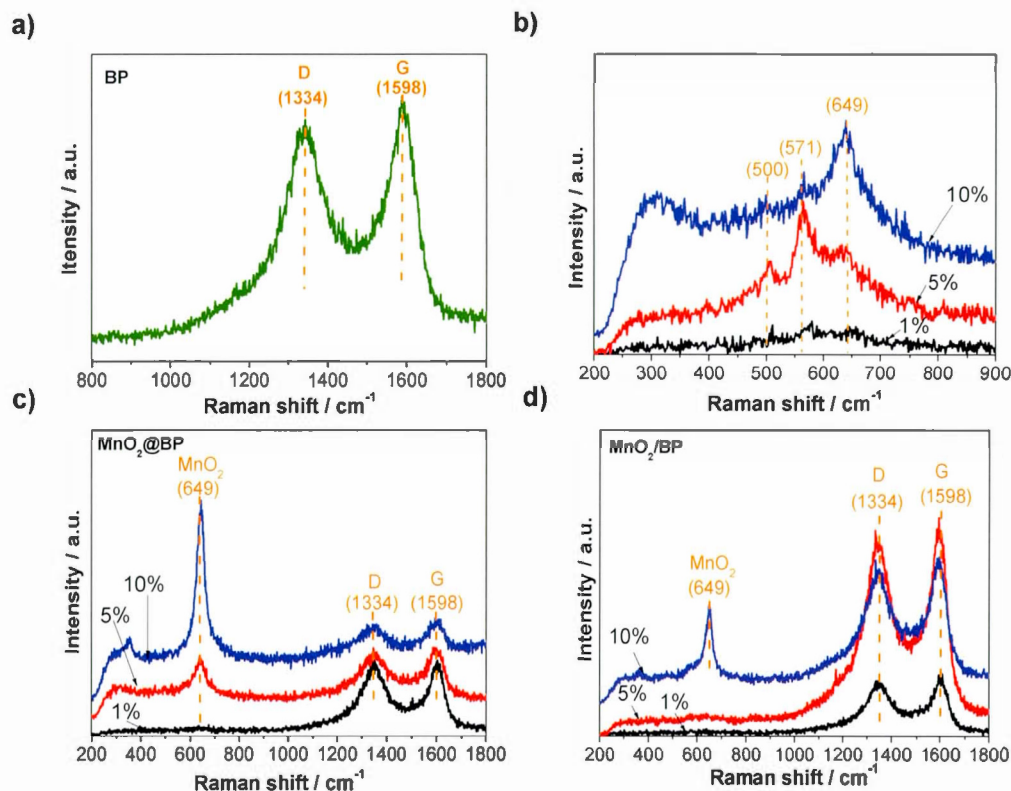


**Figure 3.6** SEM micrographs of (a and b) pristine BP and (c and d)  $\text{MnO}_2@BP$  nanocomposite prepared by mixing 100 ml of an aqueous solution containing 3.68 g of manganese (II) acetate and 1 g of carbon black with a 60 ml aqueous solution containing 1.58 g of potassium permanganate (VII), at 25 °C.

### 3.2.4.6 Raman mapping

Raman spectroscopy is potentially useful for the characterization of  $\text{MnO}_2$ -carbon composites given its sensitivity to both  $\text{MnO}_2$  oxidation state<sup>46, 47</sup> and carbon structural properties<sup>48-50</sup>. Fig. 3.7a shows the Raman spectra of pristine BP, which is characterized by the typical D ( $1334\text{ cm}^{-1}$ ) and G ( $1598\text{ cm}^{-1}$ ) bands.<sup>50, 63</sup> The D band corresponds to the breathing mode of  $A_{1g}$  symmetry and is related to defects within this structure such as grain boundaries or point defect induced by structural defects such as holes or impurities.<sup>63</sup> The G band is the main fundamental peak which arises from the honeycomb crystalline structure of graphitic samples and is associated to the symmetric  $E_{2g}$  vibrational mode observed for graphitic-like materials.<sup>33</sup> The intensity ratio between the D and the G band is 0.93, which points to considerable disorder, as expected for carbon black. The Raman spectra of  $\text{MnO}_2$  powder are presented for different laser power (Fig. 3.7b). Manganese dioxide is characterized by its low Raman activity.<sup>46, 64</sup> The spectra show three main features at 500-510, 570-580 and 630-650  $\text{cm}^{-1}$ . The three peaks observed at 649, 571 and 500  $\text{cm}^{-1}$  can be assigned to the birnessite-type  $\text{MnO}_2$  phase.<sup>46</sup> The two high wavenumber bands are dominant in the three spectra, while the band at 500  $\text{cm}^{-1}$  appears with a weaker intensity. The band at 571  $\text{cm}^{-1}$  is usually attributed to the stretching vibration in the basal plane of  $\text{MnO}_6$  octahedra.<sup>46</sup> The broad Raman band centered at 649  $\text{cm}^{-1}$  can be attributed to the symmetric stretching vibration (Mn-O) of the  $\text{MnO}_6$  octahedral framework.<sup>46, 47, 64</sup> The latter has also been associated to the presence of  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  impurities and an obvious increase of its intensity is seen upon increasing the power of the laser to 10 %. Interestingly, Julien *et al.*<sup>47</sup> reported that an increase in lattice temperature due to laser irradiation results in the transformation of  $\text{MnO}_2$  to  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ . Fig. 3.7b shows that increasing the laser power leads to an increase of the intensity of the band associated to  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ . A similar observation can be made on the spectra of both  $\text{MnO}_2$ -carbon composites (Figs. 3.7c and d), which also show the peak associated to carbon between 1200 and 1700  $\text{cm}^{-1}$ .

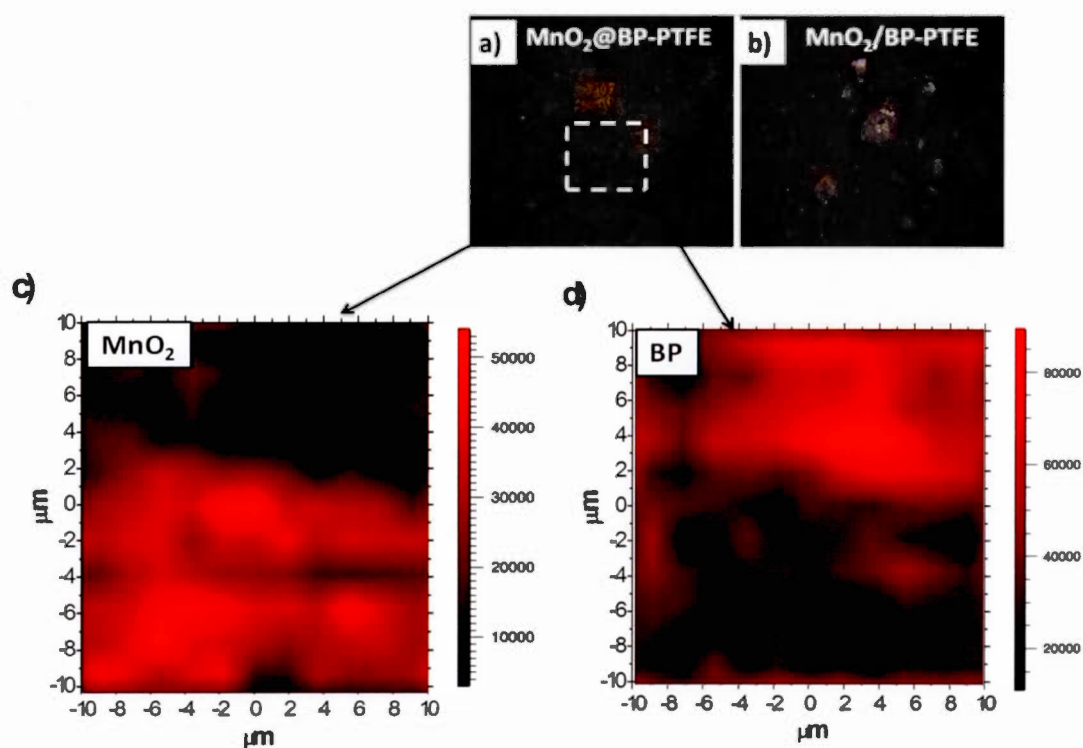




**Figure 3.7** Raman spectra obtained with different laser power; a) 10 % for pristine AB and BP, b) 1, 5 and 10 % for pristine MnO<sub>2</sub>, c) 1, 5 and 10 % for MnO<sub>2</sub>@BP and d) 1, 5 and 10 % for MnO<sub>2</sub>/BP.

Thus, by using a 10 % laser power on the sample, the well-defined Raman peak of Mn<sub>3</sub>O<sub>4</sub> at 649 cm<sup>-1</sup> can be used to obtain the map for MnO<sub>2</sub>. Similarly, the mapping of carbon can be obtained by using the G band at 1598 cm<sup>-1</sup>. In both MnO<sub>2</sub>-carbon composites, the respective bands were integrated to obtain the relative concentration of MnO<sub>2</sub> and carbon of the composites. Figs. 3.8a and b show an optical micrograph of MnO<sub>2</sub>@BP-PTFE and MnO<sub>2</sub>/BP-PTFE surfaces, respectively. In both cases, the surface is non-uniform, with relatively large number of isolated particles in the case of MnO<sub>2</sub>/BP-PTFE. To further examine the deposition of MnO<sub>2</sub>,

specifically on Black Pearls carbon, two-dimensional Raman mapping was performed. Figs. 3.8c and d show the Raman mapping images, filtered from the  $649\text{ cm}^{-1}$  ( $\text{Mn}_3\text{O}_4$ ) and  $1598\text{ cm}^{-1}$  bands, for  $\text{MnO}_2@\text{BP}$ -PTFE composite. Due to the strong resonant enhancement and strong scattering of the  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  Raman signal, the Raman signal for BP is suppressed in the  $\text{MnO}_2$ -rich regions, which are shown in red on the  $\text{MnO}_2$  map (Fig. 3.8c). In contrast, BP-rich regions appear red on the BP map (Fig. 3.8d).

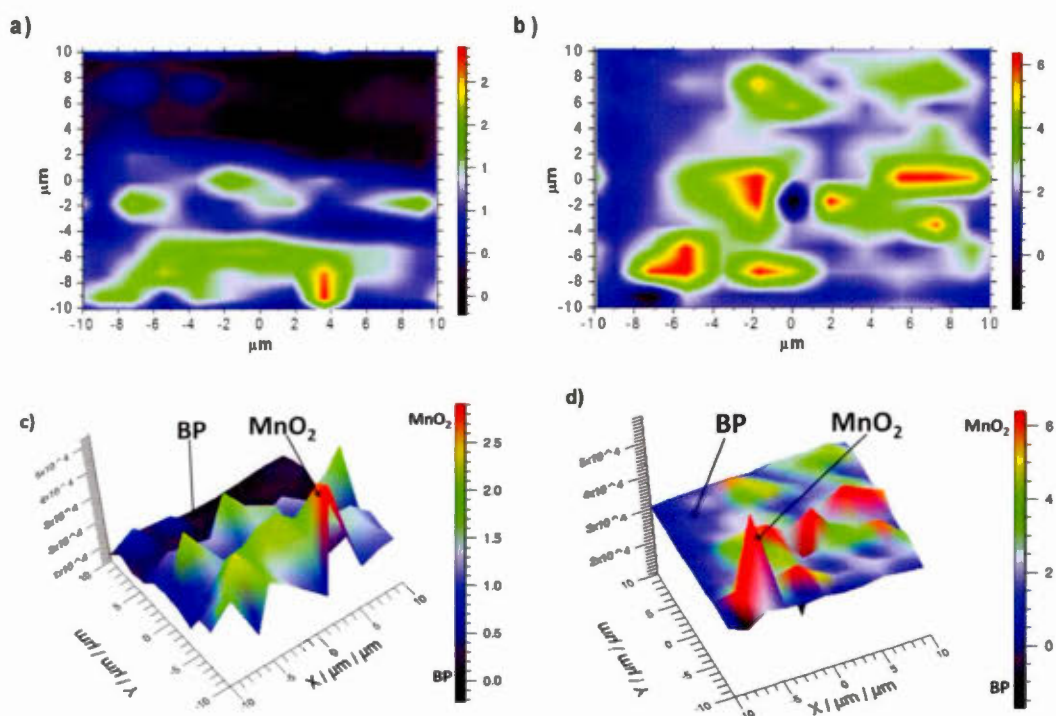


**Figure 3.8** Optical micrographs of a)  $\text{MnO}_2@\text{BP}$ -PTFE and b)  $\text{MnO}_2/\text{BP}$ -PTFE. Raman mappings recorded in the  $20\text{ }\mu\text{m} \times 20\text{ }\mu\text{m}$  area of the composites electrodes, c)  $\text{MnO}_2$  deposited on carbon, d) BP as carbon support.

The ratio of the  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  peak to the BP peak intensity was used to identify the distribution of  $\text{MnO}_2$  in the carbon matrix (Figs. 3.9a to d). Here, the  $\text{MnO}_2$ -rich regions appear in red, while BP-rich regions are black. The distribution of  $\text{MnO}_2$  obtained using Raman spectroscopy is relatively consistent with the SEM images (Fig. 3.5). In the  $\text{MnO}_2$ @BP-PTFE composite,  $\text{MnO}_2$  is uniformly deposited on carbon surface with few aggregates (Figs. 3.9a and c). Fig. 3.9c shows a 3D Raman map image of the electrode surface. The z axis corresponds to the  $\text{MnO}_2$ :BP peak intensity ratio, which provides information about topology and phase, since with Raman spectroscopy the collection volume is about 2  $\mu\text{m}$ . Thus, it could be noticed that the  $\text{MnO}_2$  layer deposited on BP is thin, due to the low intensity ratio values of the  $\text{MnO}_2$ :BP ratio. But also there is large region of the electrode where the carbon is the main component. On the other hand, the Raman map for the  $\text{MnO}_2$ /BP-PTFE composite electrode shows a couple of red spots (Fig. 3.9b), which are due to the strong Raman signal from  $\text{MnO}_2$  particles remaining on the composite surface. The non-uniform  $\text{MnO}_2$  distribution shown by the varying color intensity (Figs. 3.9b and Fig. 3.9d) can be explained by a non-uniform  $\text{MnO}_2$  surface concentration despite the physical mixing, and also to the large range of  $\text{MnO}_2$  particle size obtained by chemical precipitation.<sup>21</sup> Fig. 3.9d clearly show aggregates of  $\text{MnO}_2$  particles, and the intensity ratio suggest the absence of carbon around these aggregates, which could be detrimental to the electrochemical performance of the electrode. Thus, Raman spectroscopy mapping provides complementary data to the SEM study.

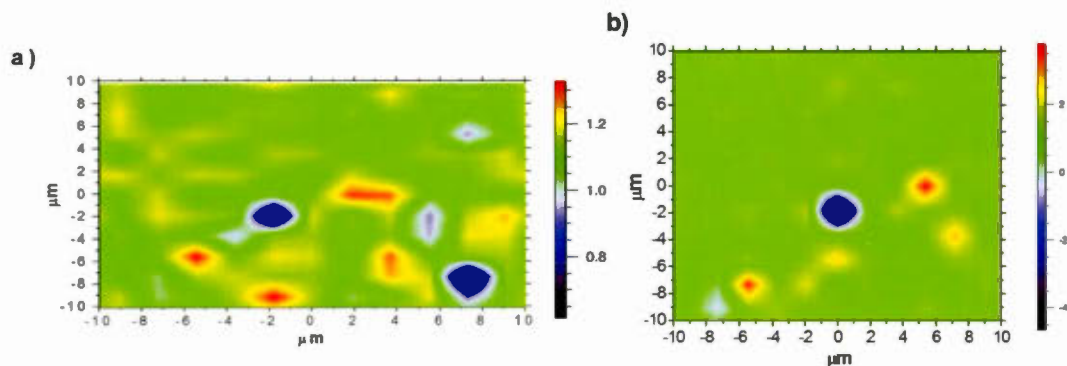
Furthermore, Raman is uniquely sensitive to carbon properties such as phase, crystallite size, oxidation state and doping levels, which are strongly related to important physical properties such as conductivity.<sup>63</sup> The ratio between the D and the G band is a good indicator of the conductivity of a carbon material. If the intensity of the two bands is similar, this indicates a relatively low conductivity. A semi qualitative map of the local conductivity of both electrodes was obtained by considering the  $I_D/I_G$  ratio (Fig. 3.10). Where  $I_D/I_G > 1$ , the map is plotted in shades of

red and where  $I_D/I_G$  is  $< 1$  is plotted in green and in shades of blue. This approach to data presentation had been carefully selected to ensure that the contrast scales in a consistent manner with the  $I_D/I_G$  ratio. Thus, at each point the relative conductivity of the composite can be deduced from the color and the contrast of the calculated Raman map. The deposition clearly affects the physical properties of the carbon (Fig. 3.10a) for which the conductivity will be lower relative to BP in  $\text{MnO}_2/\text{BP}$  composite (Fig. 3.10b). The lower conductivity is due to the formation of defects in the  $\text{sp}^2$  regions of the BP power caused by the redox reaction between BP and  $\text{MnO}_4^-$ .<sup>65</sup>



**Figure 3.9** Color varying Raman maps obtained by plotting  $I_{\text{Mn3O4}}/I_G$  of (a and c)  $\text{MnO}_2@BP\text{-PTFE}$ , and (b and d)  $\text{MnO}_2/\text{BP-PTFE}$ .





**Figure 3.10** Semi-qualitative conductivity Raman map recorded in the  $20 \times 20 \mu\text{m}^2$  area of the composite electrodes a)  $\text{MnO}_2\text{@BP-PTFE}$  and b)  $\text{MnO}_2/\text{BP-PTFE}$ .

#### 3.2.4.7 Electrochemical characterization

**Tableau 3.2** Physical and electrochemical characteristics.

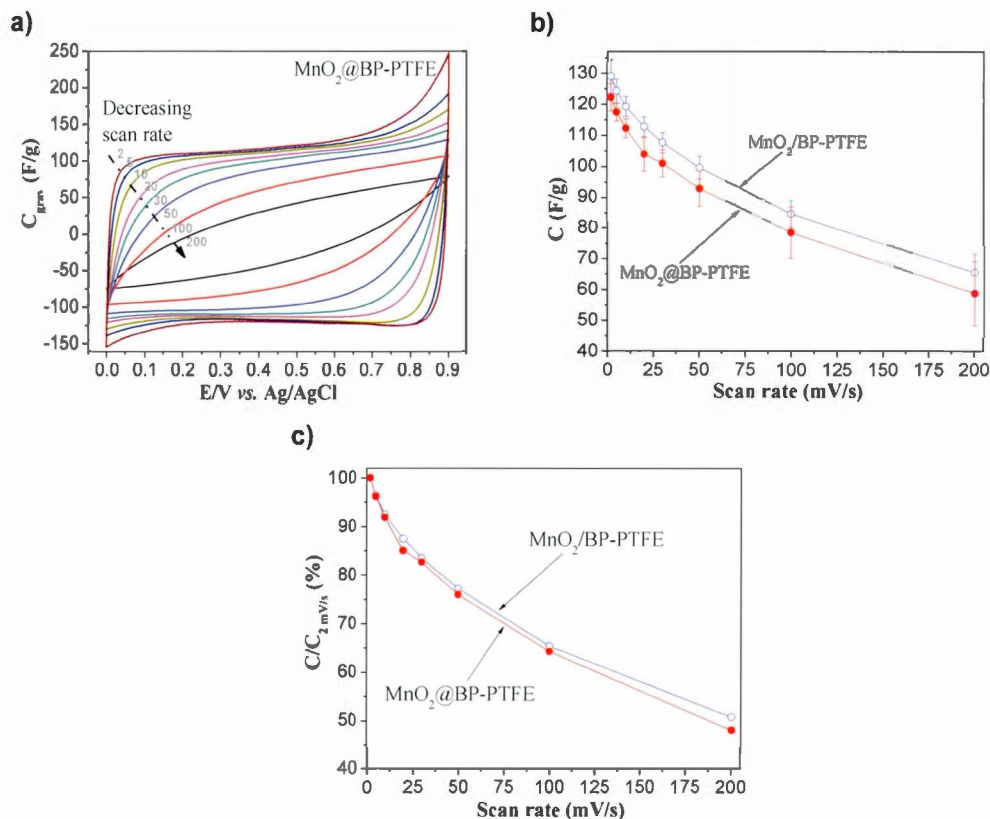
Composite electrode*	$\text{MnO}_2$ loading ( $\text{mg cm}^{-2}$ )	Thickness ( $\mu\text{m}$ )	Conductivity ( $\text{S cm}^{-1}$ )	$C$ at $2 \text{ mV s}^{-1}$ ( $\text{F g}^{-1}$ )	$C$ at $100 \text{ mV s}^{-1}$ ( $\text{F g}^{-1}$ )	Decreasing rate of $C$ from 2 at $100 \text{ mV s}^{-1}$ (%)
$\text{MnO}_2\text{@BP}$	7	82	0.2	$122 \pm 5$	$79 \pm 11$	36
$\text{MnO}_2/\text{BP}$	8	81	0.7	$129 \pm 6$	$84 \pm 7$	35

\*Each electrode is made with 10 wt% PTFE



Fig. 3.11a shows the evolution of the cyclic voltammogram of  $\text{MnO}_2@\text{BP}$ -PTFE composite electrode at different scan rates. The composite electrode is characterized by a rectangular-like shape cyclic voltammogram at slow scan rate. However, a stronger polarization is found at higher scan rate. A similar observation was made for  $\text{MnO}_2/\text{BP}$ -PTFE composite electrode. The specific capacitance of the composite electrodes were determined from the cyclic voltammograms recorded in 0.65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  at different scan rates and are reported in Fig 3.11b and Table 3.2. Table 3.2 also shows the conductivity of  $\text{MnO}_2@\text{BP}$ -PTFE and  $\text{MnO}_2/\text{BP}$ -PTFE electrodes together with electrode characteristics (*e.g.*  $\text{MnO}_2$  loading and film thickness).

As expected, the specific capacitance decreases with an increase of the scan rate for both electrodes. A statistical analysis of the data indicated that the specific capacitance of both electrodes is almost the same (95 % confidence level) (Fig. 3.11b). Moreover the plot of the capacitance retention as a function of the scan rate presents the same trend (Figure 3.11c). The slightly lower values obtained for the  $\text{MnO}_2@\text{BP}$ -PTFE electrode can be attributed to the low electrical conductivity and the relative low specific surface area of  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  compare to  $\text{MnO}_2/\text{BP}$ . At high scan rate, the mass transport in the micropores is limiting and as a consequence, the specific capacitance decreases (Table 3.2).



**Figure 3.11** a) Cyclic voltammograms at different scan rates for a  $\text{MnO}_2\text{@BP-PTFE}$ ; b) Plot of specific capacitance as a function of scan rate for  $\text{MnO}_2\text{@BP-PTFE}$  and  $\text{MnO}_2/\text{BP-PTFE}$  electrodes; c) Plot of the relative specific capacitance (vs. that obtained at  $2 \text{ mV s}^{-1}$ ) as a function of scan rate for  $\text{MnO}_2\text{@BP-PTFE}$  and  $\text{MnO}_2/\text{BP-PTFE}$  electrodes.

### 3.2.5 Conclusion

$\text{MnO}_2\text{@BP}$  nanocomposite was synthesized by reduction of  $\text{KMnO}_4$  using  $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$  in the presence of Black Pearls carbon. SEM results and XRD micrographs indicate that Black Pearls particles are coated by a thin layer of poorly

crystalline  $\text{MnO}_2$ . Nitrogen gas absorption measurement demonstrates that the presence of this  $\text{MnO}_2$  deposit results in a decrease of the specific surface area because the contribution of the pores smaller than 2 nm to the available surface area is decreasing. Moreover, using manganese acetate as reactant led to the formation of separate  $\text{MnO}_2$  particles. Raman spectroscopy mapping reveals that  $\text{MnO}_2$  particles are homogeneously distributed in the  $\text{MnO}_2@\text{BP-PTFE}$  composite electrode, suggesting an efficient contact between  $\text{MnO}_2$  and the carbon particles. The  $I_D/I_G$  ratio map of  $\text{MnO}_2@\text{BP-PTFE}$  shows an oxidized carbon environment at the interface between  $\text{MnO}_2$  and BP that leads to a substantial decrease of the electrical conductivity. The latter is due to the direct redox deposition of  $\text{MnO}_2$  onto BP by reduction of  $\text{KMnO}_4$  that causes the oxidation of BP. The specific capacitance of the  $\text{MnO}_2@\text{BP-PTFE}$  nanocomposite electrode is  $122 \pm 5 \text{ F g}^{-1}$ , which appears to be almost similar to the specific capacitance obtained for the composite electrode made by physical mixing. Thus, despite that the presence of  $\text{MnO}_2$  in the as-prepared nanocomposite has a detrimental effect on the electrical conductivity and the micropores of the highly porous BP, this do not seem to have a direct effect on the specific capacitance.

### 3.2.6 Acknowledgements

This work was supported by the Natural Science and Engineering Research Council of Canada (Strategic Grant). Samir Elouatik (Université de Montréal, LCM) is thanked for Raman spectroscopy measurements. Ecole Polytechnique de Montréal ( $\text{cm}^2$ ) and NanoQAM are also acknowledged.

### 3.2.7 References

1. M. Toupin, T. Brousse and D. Bélanger, *Chem. Mater.*, **16**, 3184 (2004).

2. V. Subramanian, H. Zhu, R. Vajtai, P. M. Ajayan and B. Wei, *J. Phys. Chem. B*, **109**, 20207 (2005).
3. T. Brousse, M. Toupin, R. Dugas, L. Athouël, O. Crosnier and D. Bélanger, *J. Electrochem. Soc.*, **153**, A2171 (2006).
4. T. Brousse, M. Toupin and D. Bélanger, *J. Electrochem. Soc.*, **151**, A614 (2004).
5. Y. K. Zhou, B. L. He, F. B. Zhang and H. L. Li, *J. Solid State Electr.*, **8**, 482 (2004).
6. G.-X. Wang, B.-L. Zhang, Z.-L. Yu and M.-Z. Qu, *Solid State Ionics*, **176**, 1169 (2005).
7. E. Raymundo-Piñero, V. Khomenko, E. Frackowiak and F. Béguin, *J. Electrochem. Soc.*, **152**, A229 (2005).
8. J. W. Long, D. Bélanger, T. Brousse, W. Sugimoto, M. B. Sassin and O. Crosnier, *MRS Bull.*, **36**, 513 (2011).
9. H. Y. Lee and J. B. Goodenough, *J. Solid State Chem.*, **144**, 220 (1999).
10. K. R. Prasad and N. Miura, *Electrochem. Solid-State Lett.*, **7**, A425 (2004).
11. J. Lin, Y. Zheng, Q. Du, M. He and Z. Deng, *Nano*, **8** (2013).
12. Y. Hou, Y. Cheng, T. Hobson and J. Liu, *Nano Lett.*, **10**, 2727 (2010).
13. M. He, Y. Zheng and Q. Du, *Mater. Lett.*, **104**, 48 (2013).
14. S. A. Hashmi and H. M. Upadhyaya, *Ionics*, **8**, 272 (2002).
15. M. Wu, G. A. Snook, G. Z. Chen and D. J. Fray, *Electrochem. Commun.*, **6**, 499 (2004).
16. W. Wei, X. Cui, W. Chen and D. G. Ivey, *Chem. Soc. Rev.*, **40**, 1697 (2011).
17. R. N. Reddy and R. G. Reddy, *J. Power Sources*, **132**, 315 (2004).
18. R. N. Reddy and R. G. Reddy, *J. Power Sources*, **124**, 330 (2003).
19. Y. Munaiah, B. G. Sundara Raj, T. Prem Kumar and P. Ragupathy, *J. Mater. Chem. A*, **1**, 4300 (2013).
20. G. M. Jacob, Q. M. Yang and I. Zhitomirsky, *J. Appl. Electrochem.*, **39**, 2579 (2009).
21. A. Gambou-Bosca and D. Bélanger, *J. Mater. Chem. A*, **2**, 6463 (2014).
22. H. Chen, S. Zhou, M. Chen and L. Wu, *J. Mater. Chem.*, **22**, 25207 (2012).
23. T. Bordjiba and D. Bélanger, *J. Electrochem. Soc.*, **156**, A378 (2009).
24. T. Bordjiba and D. Bélanger, *Electrochim. Acta*, **55**, 3428 (2010).

25. M. B. Sassin, C. P. Hoag, B. T. Willis, N. W. Kucko, D. R. Rolison and J. W. Long, *Nanoscale*, **5**, 1649 (2013).
26. Y. Li, N. Zhao, C. Shi, E. Liu and C. He, *J. Phys. Chem. C*, **116**, 25226 (2012).
27. M. A. Kiani, H. Khani and N. Mohammadi, *J. Solid State Electr.*, **18**, 1117 (2014).
28. C.-C. Hu and T.-W. Tsou, *J. Power Sources*, **115**, 179 (2003).
29. O. Ghodbane, J. L. Pascal, B. Fraisse and F. Favier, *ACS Appl. Mater. Interfaces*, **2**, 3493 (2010).
30. O. Ghodbane, J. L. Pascal and F. Favier, *ACS Appl. Mater. Interfaces*, **1**, 1130 (2009).
31. H. Z. Chi, S. Tian, X. Hu, H. Qin and J. Xi, *J. Alloy. Compd.*, **587**, 354 (2014).
32. J.-K. Chang, C.-T. Lin and W.-T. Tsai, *Electrochem. Commun.*, **6**, 666 (2004).
33. R. Amade, E. Jover, B. Caglar, T. Mutlu and E. Bertran, *J. Power Sources*, **196**, 5779 (2011).
34. H. Y. Lee, S. W. Kim and H. Y. Lee, *Electrochem. Solid-State Lett.*, **4**, A19 (2001).
35. A. Zolfaghari, H. R. Naderi and H. R. Mortaheb, *J. Electroanal. Chem.*, **697**, 60 (2013).
36. A. Zolfaghari, F. Ataherian, M. Ghaemi and A. Gholami, *Electrochim. Acta*, **52**, 2806 (2007).
37. H. Zhao, F. Liu, G. Han, Z. Liu, B. Liu, D. Fu, Y. Li and M. Li, *J. Solid State Electr.*, **18**, 553 (2013).
38. S.-B. Ma, Y.-H. Lee, K.-Y. Ahn, C.-M. Kim, K.-H. Oh and K.-B. Kim, *J. Electrochem. Soc.*, **153**, C27 (2006).
39. F. Xiao and Y. Xu, *J. Mater. Sci-Mater. El.*, **24**, 1913 (2013).
40. S.-B. Ma, K.-W. Nam, W.-S. Yoon, X.-Q. Yang, K.-Y. Ahn, K.-H. Oh and K.-B. Kim, *J. Power Sources*, **178**, 483 (2008).
41. S.-B. Ma, K.-Y. Ahn, E.-S. Lee, K.-H. Oh and K.-B. Kim, *Carbon*, **45**, 375 (2007).
42. Y. Liu, D. Yan, Y. Li, Z. Wu, R. Zhuo, S. Li, J. Feng, J. Wang, P. Yan and Z. Geng, *Electrochim. Acta*, **117**, 528 (2014).
43. Y. P. Lin, C. B. Tsai, W. H. Ho and N. L. Wu, *Mater. Chem. Phys.*, **130**, 367 (2011).



44. H. Kawaoka, M. Hibino, H. Zhou and I. Honma, *J. Power Sources*, **125**, 85 (2004).
45. Q. Cheng, J. Tang, J. Ma, H. Zhang, N. Shinya and L.-C. Qin, *Carbon*, **49**, 2917 (2011).
46. C. Julien, M. Massot, S. Rangan, M. Lemal and D. Guyomard, *J. Raman Spectrosc*, **33**, 223 (2002).
47. C. Julien, M. Massot, R. Baddour-Hadjean, S. Franger, S. Bach and J. P. Pereira-Ramos, *Solid State Ionics*, **159**, 345 (2003).
48. H. Wilhelm, M. Lelaurain, E. McRae and B. Humbert, *J. Appl. Phys.*, **84**, 6552 (1998).
49. M. R. Ammar and J. N. Rouzaud, *J. Raman Spectrosc*, **43**, 207 (2012).
50. M. A. Pimenta, G. Dresselhaus, M. S. Dresselhaus, L. G. Cançado, A. Jorio and R. Saito, *Phys. Chem. Chem. Phys.*, **9**, 1276 (2007).
51. T. Yu, Z. Ni, C. Du, Y. You, Y. Wang and Z. Shen, *J. Phys. Chem. C*, **112**, 12602 (2008).
52. J. C. Panitz and P. Novák, *J. Power Sources*, **97-98**, 174 (2001).
53. R. C. Maher, V. Duboviks, G. J. Offer, M. Kishimoto, N. P. Brandon and L. F. Cohen, *Fuel Cells*, **13**, 455 (2013).
54. C. Portet, G. Yushin and Y. Gogotsi, *J. Electrochem. Soc.*, **155**, A531 (2008).
55. C. Portet, G. Yushin and Y. Gogotsi, *Carbon*, **45**, 2511 (2007).
56. H. A. Mosqueda, O. Crosnier, L. Athouël, Y. Dandeville, Y. Scudeller, P. Guillemet, D. M. Schleich and T. Brousse, *Electrochim. Acta*, **55**, 7479 (2010).
57. L. L. Zhang, T. Wei, W. Wang and X. S. Zhao, *Micropor. Mesopor. Mater.*, **123**, 260 (2009).
58. M. Hibino, H. Zhou and I. Honma, *J. Power Sources*, **2005**, 146, 304 (2005).
59. Z. Fan, M. Xie, X. Jin, J. Yan and T. Wei, *J. Electroanal. Chem.*, **659**, 191 (2011).
60. F. Su, L. Lv, F. Y. Lee, T. Liu, A. I. Cooper and X. S. Zhao, *J. Am. Chem. Soc.*, **129**, 14213 (2007).
61. G. Pognon, T. Brousse and D. Bélanger, *Carbon*, **49**, 1340 (2011).
62. M. Toupin, T. Brousse and D. Bélanger, *Chem. Mater.*, **14**, 3946 (2002).
63. A. C. Ferrari and J. Robertson, *Phys. Rev. B*, **61**, 14095 (2000).

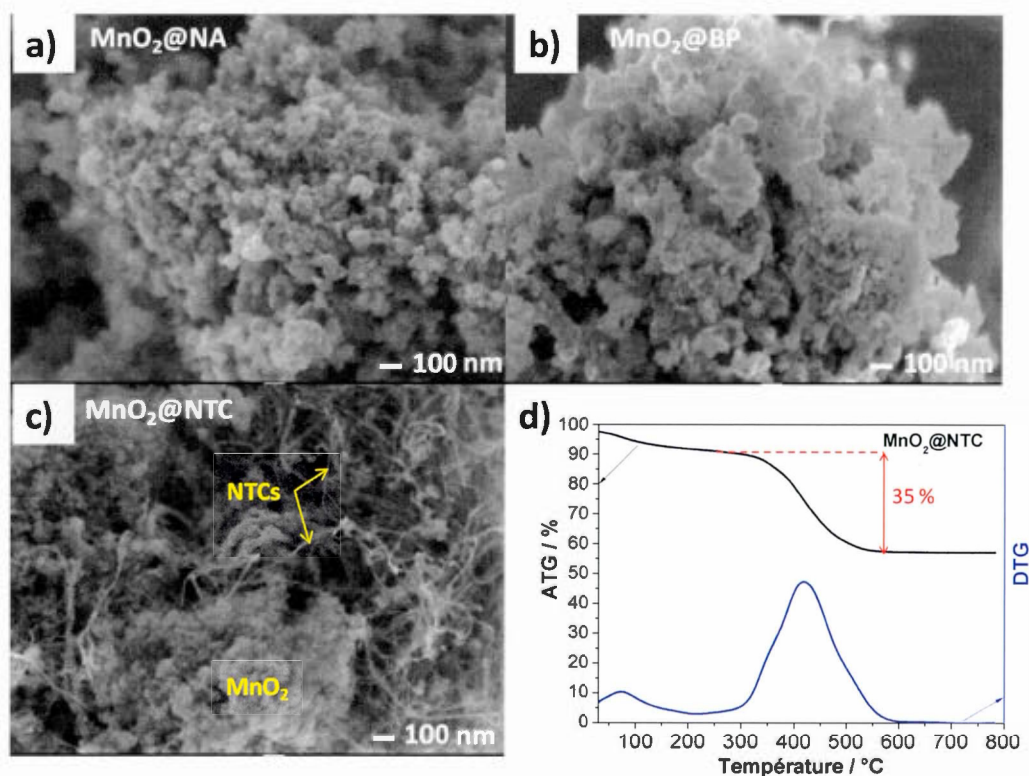
64. F. Buciuman, F. Patcas, R. Craciun and D. R. T. Zahn, *Phys. Chem. Chem. Phys.*, **1**, 185 (1999).
65. S. W. Lee, S. M. Bak, C. W. Lee, C. Jaye, D. A. Fischer, B. K. Kim, X. Q. Yang, K. W. Nam and K. B. Kim, *J. Phys. Chem. C*, **118**, 2834 (2014).

### 3.3 Résultats complémentaires

Dans la section précédente, le carbone a été dispersé dans une solution aqueuse d'acétate de manganèse (II), puis l'ajout de  $\text{KMnO}_4$  a permis l'obtention de poudres composites formées d'un dépôt de  $\text{MnO}_2$  sur le carbone, mais également de particules libres de dioxyde de manganèse issu de la précipitation en solution. Parallèlement, une autre synthèse de poudres composites a été menée avec le noir d'acétylène (NA), le carbone BP et les nanotubes de carbone (NTC) comme support pour le dépôt de  $\text{MnO}_2$ . Brièvement, le carbone est dans un premier temps dispersé pendant 1 h dans une solution de  $\text{KMnO}_4$ , ensuite de l'éthanol est ajouté au mélange et la réaction est conduite pendant 24 h.<sup>150</sup> Les poudres composites sont nommées  $\text{MnO}_2@\text{C}$ .

Les figures 3.12a à c montrent respectivement les images MEB des poudres composites  $\text{MnO}_2@\text{NA}$ ,  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  et  $\text{MnO}_2@\text{NTC}$  obtenues par cette synthèse. Il est possible de voir que le dépôt de  $\text{MnO}_2$  sur les noirs de carbone (NA et BP) est uniforme (cf. figures 3.12a et b). L'épaisseur du dépôt est de quelques nanomètres, comme le montre l'augmentation relative de la taille des particules sphériques observées sur ces images, par rapport à celle des noirs de carbone (20 nm pour BP et 50 nm pour NA). Dans le cas de  $\text{MnO}_2@\text{NA}$  le diamètre des particules se situe en moyenne approximativement à 60 nm (cf. figure 3.12a). Pour  $\text{MnO}_2@\text{NA}$ , la morphologie est légèrement différente, les particules les plus fines ont une taille de l'ordre de 20 à 30 nm, mais forment des agrégats allant jusqu'à 100 nm (cf. figure 3.12b). À partir du volume calculé des sphères, de la masse volumique de  $\text{MnO}_2$  ( $5,03 \text{ g cm}^{-3}$ ) et des carbones ( $1,80 \text{ g cm}^{-3}$ ), il est possible d'estimer la masse de

MnO<sub>2</sub> par particule de carbone. Elle est respectivement de  $2,0 \cdot 10^{-6}$  et  $1,6 \cdot 10^{-7}$  ng pour MnO<sub>2</sub>@NA et MnO<sub>2</sub>@BP. Soit grossièrement des ratios MnO<sub>2</sub>:carbone pour MnO<sub>2</sub>@NA 2:1 et MnO<sub>2</sub>@BP 3:1. La microscopie à transmission permettrait de mieux distinguer le revêtement de MnO<sub>2</sub> sur les particules de carbone. En ce qui concerne les nanotubes de carbones, il est plus facile d'observer le dépôt de MnO<sub>2</sub> en raison de la forme en filament des NTCs (cf. figure 3.12c). Il semblerait qu'il se forme des particules sphériques de MnO<sub>2</sub> de quelques dizaines de nanomètres, souvent agrégées et entrelacées dans le réseau des NTCs.



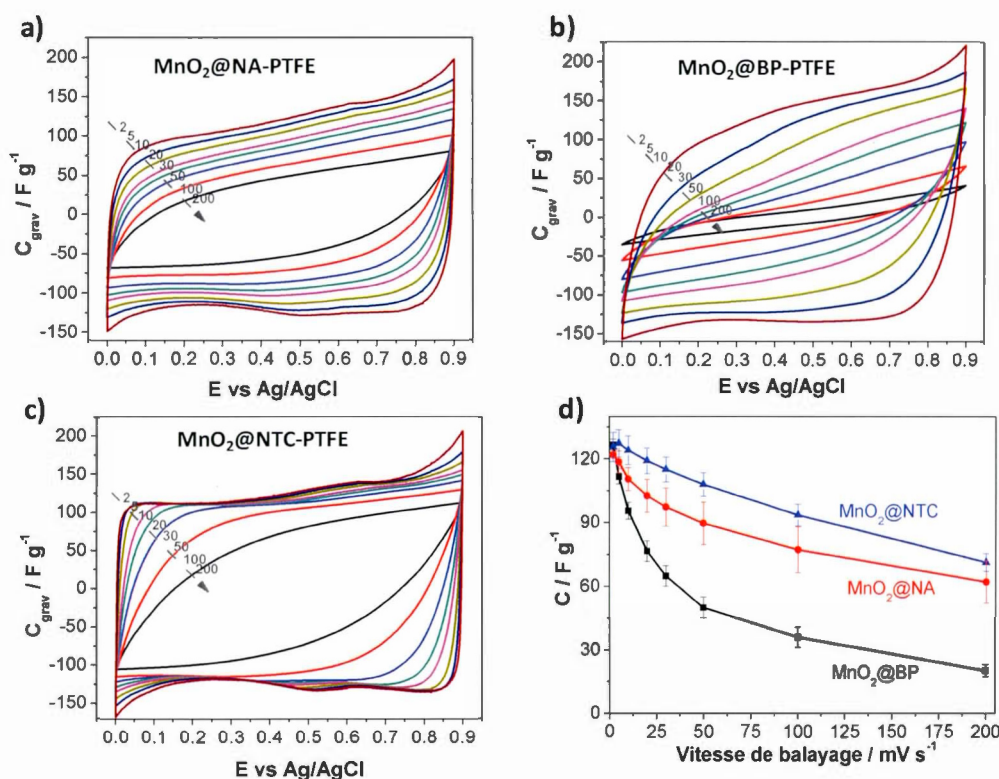
**Figure 3.12** Images MEB des poudres composites, a) MnO<sub>2</sub>@NA, b) MnO<sub>2</sub>@BP et c) MnO<sub>2</sub>@NTC; et d) thermogramme de MnO<sub>2</sub>@NTC.

L'analyse thermogravimétrique a permis de confirmer les proportions  $\text{MnO}_2$  : carbone (*cf.* figure 3.12d). La perte de masse entre 350 et 450 °C observée sur le thermogramme est caractéristique de la combustion du carbone liée à l'oxyde de manganèse. Pour chacune des poudres composites, la composition est de 65 % (m/m)  $\text{MnO}_2$  et 35 % en masse de carbone.

Les voltamogrammes cycliques présentés sont caractéristiques du comportement pseudocapacitif des électrodes à base de  $\text{MnO}_2$ . À  $2 \text{ mV s}^{-1}$ , ils sont quasi rectangulaires pour  $\text{MnO}_2@\text{NA-PTFE}$  et  $\text{MnO}_2@\text{NTC-PTFE}$  (*cf.* figures 3.13a et c). Néanmoins, une polarisation est déjà observée avec les noirs de carbone (BP et NA) à faible vitesse de balayage (*cf.* figures 3.13a et b) ce qui suggère une conductivité électronique plus faible pour ces électrodes. Les valeurs de capacités spécifiques sont  $126 \pm 7$ ,  $127 \pm 4$  et  $122 \pm 2$  respectivement pour les électrodes  $\text{MnO}_2@\text{NTC}$ ,  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  et  $\text{MnO}_2@\text{NA}$  (*cf.* figure 3.13d).

La capacité spécifique diminue avec l'augmentation de la vitesse de balayage, pour les trois électrodes. Cependant, la perte de capacité est drastique avec le carbone BP comme carbone support (*cf.* figures 3.13b et d). D'autre part, l'utilisation des nanotubes de carbone (NTC), permet une rétention de 75 % de la capacité spécifique calculée à  $2 \text{ mV s}^{-1}$ . La capacité spécifique rapportée par masse de  $\text{MnO}_2$  dans l'électrode composite  $\text{MnO}_2@\text{NTC-PTFE}$  (90 :10) est de  $215 \text{ F g}^{-1}$  à  $2 \text{ mV s}^{-1}$  et de  $160 \text{ F g}^{-1}$  à  $100 \text{ mV s}^{-1}$ . Une fois de plus, l'intérêt d'un réseau conducteur continu fourni par la présence des nanotubes de carbone dans l'électrode composite est démontré. Par ailleurs, dans le premier chapitre une rétention de capacité de 80 % avait été enregistrée pour des électrodes préparées par mélange mécanique de  $\text{MnO}_2$ , de NTC et de liant. La légère perte de 5 % peut être attribuée à l'effet de la réduction des ions  $\text{MnO}_4^-$  par le carbone.





**Figure 3.13** Voltamogrammes cycliques à différentes vitesses de balayage pour les électrodes composites préparées avec 10 % en masse de PTFE, a) MnO<sub>2</sub>@NA, b) MnO<sub>2</sub>@BP et c) MnO<sub>2</sub>@NTC; et d) évolution de la capacité spécifique des électrodes avec la vitesse de balayage.

### 3.4 Conclusion sur le chapitre

Plusieurs voies de synthèses sont utilisées pour produire des poudres de dioxyde de manganèse hydraté amorphe.<sup>9</sup> Parmi celles-ci, la précipitation chimique conduit à l'obtention de particules de tailles variables, qui peuvent être de quelques nanomètres, et atteindre plusieurs microns pour les larges agrégats.<sup>9, 12</sup> Lors de la préparation des électrodes composites, les poudres de MnO<sub>2</sub> sont généralement



mélangées de façon mécanique, avec du carbone et un polymère liant. Dans le chapitre précédent, il a été postulé que l'homogénéité est un paramètre à prendre en compte lors de la préparation du film composite, dans la mesure où elle va être associée à la présence d'un réseau conducteur continu dans l'électrode. Finalement, l'homogénéité de l'électrode va influencer sur les performances en cyclage. La présence d'agréats issus de la synthèse de  $\text{MnO}_2$  va entraîner une mauvaise distribution des différents composants lors de la fabrication de l'électrode. En raison de la faible conductivité électronique et la densité élevée de l'oxyde métallique, les larges particules de  $\text{MnO}_2$  seront très peu ou pas actives électrochimiquement. En effet, le transport des charges est ralenti par la grande résistivité du matériau. Ce qui expliquerait en partie, les faibles valeurs de capacités spécifiques rapportées dans la littérature.

Une des approches pour augmenter la dispersion du  $\text{MnO}_2$  et du carbone dans l'électrode repose sur le dépôt spontané de  $\text{MnO}_2$  sur le carbone. Le carbone joue à la fois le rôle d'un agent réducteur pour réduire les ions permanganate, puis agit comme support sur lequel va se déposer l'oxyde de métallique. Par cette méthode, l'interface de contact entre le  $\text{MnO}_2$  et l'additif conducteur est hautement augmentée et favorisera donc un transfert électronique efficient entre le  $\text{MnO}_2$  et le carbone, mais également entre les particules de l'oxyde de manganèse. D'autre part les dépôts étant d'une faible épaisseur et en contact direct avec l'électrolyte, la diffusion des espèces ioniques dans la masse du matériau pourrait être facilitée.

La microscopie électronique à balayage et l'imagerie Raman ont confirmé une distribution homogène du  $\text{MnO}_2$  sur la surface de noir de carbone poreux BP, et l'absence de larges agrégats à partir de cette méthode. Les particules composites sont de tailles inférieures à 100 nm. Ces poudres sont partiellement cristallines d'après la diffraction des rayons-X. De plus, l'analyse thermogravimétrique a permis de confirmer la composition de la poudre qui est de 2 :1 pour  $\text{MnO}_2$ @BP.

L'effet de la synthèse sur la surface spécifique de  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  a été également évalué. Il est attendu que la surface spécifique de la poudre composite soit approximativement égale à  $705 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  si on considère une combinaison linéaire des contributions des surfaces spécifiques de BP et de  $\text{MnO}_2$ . La valeur obtenue pour un mélange mécanique entre  $\text{MnO}_2$  et BP (poudre  $\text{MnO}_2/\text{BP}$ ) diffère d'environ  $50 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  de la valeur théorique estimée. Par contre, cette différence est d'environ  $150 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  pour  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  dont la surface spécifique est de  $544 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  (cf. tableau 3.1). Ce qui suggère que dans les deux cas, certains pores sont partiellement bloqués et que cet effet est plus prononcé lorsque le  $\text{MnO}_2$  est directement déposé sur le carbone.

La distribution du volume poreux en fonction de la taille des pores et le volume microporeux a été obtenue par simulation DFT Monte-Carlo des isothermes d'adsorption. Le carbone support est essentiellement microporeux avec une large contribution du volume des pores en dessous de 2 nm typique des carbones activés. Il possède aussi une grande proportion de mésopores entre 2 et 4 nm (cf. figure 3.5d). La contribution des micropores est négligeable pour le  $\text{MnO}_2$  (cf. tableau 3.1), la contribution majoritaire à la porosité étant le volume des pores compris entre 7 et 10 nm (cf. figure 3.5d). Si on considère que le volume microporeux des poudres composites correspond à la combinaison linéaire des volumes microporeux de BP et de  $\text{MnO}_2$ , il apparaît clairement que celui-ci est essentiellement régi par le carbone et la valeur théorique serait de  $0,015 \text{ cm}^3 \text{ g}^{-1}$ . De façon intéressante, la valeur obtenue pour la poudre composite préparée par mélange mécanique  $\text{MnO}_2/\text{BP}$  correspond à la valeur théorique. Ainsi, la microporosité du carbone est gardée intacte tandis que la différence observée au niveau de la surface spécifique est probablement due à la présence du carbone dans les macropores de  $\text{MnO}_2$ . Le volume microporeux de  $0,009 \text{ cm}^3 \text{ g}^{-1}$  pour  $\text{MnO}_2@\text{BP}$  suggère quant à lui un effet sur la microporosité du carbone, et probablement un dépôt de  $\text{MnO}_2$  dans les pores de BP, qui va possiblement limiter l'accessibilité de l'électrolyte dans ces pores. Rappelons que le noir de carbone Black Pearls est choisi pour jouer le rôle d'additif conducteur et aussi

de réservoir d'électrolyte en raison de sa grande porosité. Cette seconde fonction pourrait clairement être perdue, à partir du moment où l'accès de l'électrolyte dans les pores est limité.

Des changements structuraux survenant sur le carbone après le dépôt de manganèse ont été observés par spectroscopie et imagerie Raman. En effet lors de la réaction d'oxydoréduction entre le carbone et les ions permanganate, le carbone va s'oxyder pour réduire les ions  $\text{MnO}_4^-$  en  $\text{MnO}_2$ . Ce carbone oxydé à l'interface C/ $\text{MnO}_2$  est caractérisé par une augmentation des défauts à la surface tel qu'indiqué par une augmentation du ratio  $I_D/I_G$  sur le spectre Raman. Ce qui traduit un effet de cette approche sur les propriétés électriques du carbone. En effet, de plus faibles valeurs de conductivités ont été enregistrées pour l'électrode composite préparée avec  $\text{MnO}_2@BP$ . Par ailleurs, Lee *et al.* concluent également que le dépôt direct de  $\text{MnO}_2$  sur du carbone est une synthèse carbone-destructrice, car elle entraîne une perte de carbone ( $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ), et affecte donc les propriétés électriques des carbones.<sup>93</sup>

En outre, malgré une amélioration de la dispersion du  $\text{MnO}_2$  et du carbone, nous n'avons observé aucune amélioration des performances électrochimiques des électrodes composites, ni une amélioration de l'accessibilité électrochimique du  $\text{MnO}_2$ . Bien que la capacité spécifique à basse vitesse de balayage reste quasiment inchangée, le dépôt d'une couche de  $\text{MnO}_2$  peu conductrice sur le carbone va augmenter la résistance interne de l'électrode, car la consommation et l'oxydation du carbone vont endommager le réseau  $\pi$ -conjugué de l'additif conducteur. Une importante polarisation est observée sur les voltamogrammes cycliques avec l'augmentation de la vitesse de balayage. Néanmoins, il semblerait que cet effet soit moins important lorsque les nanotubes de carbones sont utilisés pour réduire les ions permanganate.

Finalement, augmenter la dispersion du  $\text{MnO}_2$  en réduisant directement les ions permanganate à la surface du carbone aurait un effet négatif sur la fonction

principale du carbone qui est la création d'un réseau conducteur continu dans l'électrode composite, pour le transport efficace des charges. Dans le cas du BP, les mesures de BET ont également noté un effet sur la microporosité qui limitera l'accessibilité de l'électrolyte dans les micropores, mais aussi une augmentation de la résistance interne dans ces pores liée à la présence de  $\text{MnO}_2$ . L'utilisation supplémentaire de surfactants dans la synthèse pour réduire les ions  $\text{MnO}_4^-$  pourrait permettre de conserver les propriétés du carbone.<sup>93</sup>

## CHAPITRE IV

### EFFET DE LA TAILLE DES PARTICULES SUR L'UTILISATION ÉLECTROCHIMIQUE DU DIOXYDE DE MANGANÈSE

#### 4.1 Introduction

Dans le chapitre précédent, l'effet de la dispersion des composants, matière active et additif conducteur dans l'électrode composite a été discuté. La préparation de poudres nanocomposites par réduction des ions permanganate en présence de carbone, suivi du dépôt spontané de  $\text{MnO}_2$  sur le support de carbone, a permis l'obtention de films homogènes. De plus, il était attendu que le recouvrement des particules sphériques de noirs de carbone par le dépôt d'oxyde de manganèse améliore l'interface  $\text{MnO}_2$ /carbone et facilite ainsi le transfert des électrons au travers du réseau conducteur de l'électrode composite. D'autre-part, les faibles épaisseurs des particules de  $\text{MnO}_2$  déposées à la surface du carbone, devraient augmenter le contact interfacial matière active/électrolyte, et à postériori, hautement faciliter la diffusion des ions de l'électrolyte dans la masse de l'oxyde métallique. Cependant, il a été démontré que cette combinaison avait un effet négatif sur les propriétés physiques du carbone. La réduction des ions  $\text{MnO}_4^-$  par le carbone, entraîne réciproquement son oxydation, ainsi qu'une perte de carbone des plans graphitiques par départ de  $\text{HCO}_3^-$  et  $\text{CO}_3^{2-}$ .<sup>93</sup> Il y survient une diminution des propriétés électriques du carbone, ce qui restreint les performances électrochimiques de l'électrode composite. À priori, l'amélioration de la dispersion des particules par



utilisation de l'additif conducteur comme support n'est pas efficace pour augmenter l'utilisation électrochimique du dioxyde manganèse.

Jusqu'à présent les poudres de  $\text{MnO}_2$  ont été préparées par différentes méthodes de synthèse, qui ont conduit à des structures aussi bien amorphes que cristallines et donnant lieu à de larges valeurs de capacité spécifiques. Plusieurs facteurs vont influencer les processus de stockage des charges, tels que la porosité, la morphologie, les défauts chimiques, la structure cristalline et la teneur en eau résiduelle.<sup>9, 12, 83, 89, 96, 153</sup> Cependant, la variété de morphologie et de structures de  $\text{MnO}_2$  retrouvée dans la littérature rend difficile la comparaison d'une électrode à une autre.

La préparation de nanoparticules nanostructurées et uniformes de  $\text{MnO}_2$  permettrait de mieux évaluer les facteurs influençant les performances électrochimiques des électrodes à base de  $\text{MnO}_2$ . De plus, l'utilisation des nanoparticules comparée à celle des particules micrométriques se révèle intéressante dans la mesure où le large ratio surface/volume permettrait d'améliorer leur activité électrochimique.

#### 4.1.1 Préparation de $\text{MnO}_2$ nanoarchitecturé

Pour ce faire, nous avons opté pour la préparation de nanoparticules de forme et de taille contrôlées. Dans la littérature, les nanoparticules sphériques de  $\text{MnO}_2$  ont été préparées par synthèse hydrothermale, solvothermale, ou encore par microémulsion.<sup>92, 154-159</sup> Ces voies de synthèses ont souvent donné lieu à des particules sphériques monodisperses, dont la structure varie de simples sphères poreuses à des nanoarchitectures plus complexes, comme des formes d'oursins, de fleurs, de nanoplaquettes, mais aussi de structures présentant une cavité dont l'enveloppe est recouverte de nanobâtonnets.<sup>85, 92, 160-162</sup> Généralement, la taille de ces

particules varie de quelques dizaines de nanomètres, à quelques microns. La préparation d'électrodes composites à partir de ces poudres conduit à des valeurs de capacité, qui sont dans la plupart des cas, de l'ordre de  $200 \text{ F g}^{-1}$ .<sup>85, 92, 160-162</sup>

#### 4.1.2 Stratégie proposée

En procédant au contrôle de la forme et de la taille des particules de  $\text{MnO}_2$ , nous nous proposons d'étudier l'effet de différentes tailles de particules sur l'accessibilité électrochimique de  $\text{MnO}_2$ . Récemment Ching *et al.* ont rapporté la synthèse de nanosphères poreuses de  $\text{MnO}_2$  à partir de la réduction de  $\text{KMnO}_4$  par du *n*-butanol en présence d'acide butyrique.<sup>163</sup> En faisant varier la concentration de  $\text{KMnO}_4$ , ils ont été capables d'obtenir des sphères hautement monodisperses de  $\text{MnO}_2$  de taille variable et de surface BET élevée. Cette voie de synthèse permet la formation rapide (en 20 min) de particules de  $\text{MnO}_2$ , elle est peu coûteuse et reproductible, ce qui serait intéressant pour l'industrie.

En nous basant sur la voie de synthèse proposée, des nanosphères de  $\text{MnO}_2$  ont été synthétisées avec des concentrations en  $\text{KMnO}_4$  de 2, 8 et 20 mM. Les sphères de  $\text{MnO}_2$ , des nanotubes de carbone et un liant (PTFE) ont été utilisés pour la préparation des électrodes composites. Les propriétés structurales et morphologiques, ainsi que les performances électrochimiques ont été évaluées. Cela pourrait constituer une première étape à la préparation de poudres standards de  $\text{MnO}_2$  pour les supercondensateurs électrochimiques.

#### 4.1.3 Résumé de l'article

Les nanosphères de dioxyde de manganèse ont été préparées avec des tailles distinctes en faisant varier la concentration de  $\text{KMnO}_4$  initiale entre 2, 8 et 20 mM.

L'ajout d'acide butyrique a permis la formation des nanoparticules sphériques de  $\text{MnO}_2$  et leur croissance monodisperse. Les différentes poudres ont été nommées d'après le diamètre moyen des particules mesuré par microscopie électronique à balayage soit  $195\text{SMnO}_2$  (195 nm),  $218\text{SMnO}_2$  (218 nm) et  $451\text{SMnO}_2$  (451 nm) en partant de la solution la moins concentrée à la plus concentrée en permanganate de potassium. Les particules synthétisées sont amorphes et possèdent des surfaces spécifiques BET de 216, 259,  $240 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  pour des concentrations respectives de 2, 8 et 20 mM  $\text{KMnO}_4$ . Bien qu'aucune corrélation n'ait été remarquée entre la taille des particules et la surface spécifique BET, les surfaces mesurées sont tout de même supérieures à  $200 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ , avec une porosité essentiellement mésoporeuse. À titre de comparaison, une poudre de  $\text{MnO}_2$  a été préparée par précipitation chimique, donnant lieu à des particules de tailles et formes variées. La mesure de diffusion dynamique de lumière (DLS) a cependant révélé que la taille moyenne de ces particules était d'environ 200 nm. Les mesures d'électrochimie ont révélé un bon comportement pseudocapacitif pour l'ensemble des poudres préparées. Cependant, aucun effet considérable de la taille des particules sur l'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$  n'a été observé. Une capacité spécifique moyenne de  $200 \text{ F g}^{-1}$  (par masse de matière active) a été mesurée à basse vitesse de balayage, pour l'ensemble des poudres de  $\text{MnO}_2$  synthétisées. Finalement, les très faibles variations de capacité spécifique de l'ordre de 5 % sont comparables à celles observées au niveau des surfaces BET. Ce qui démontre que l'ensemble des sites sondés par adsorption de gaz ne correspond pas aux sites électrochimiquement actifs.

#### 4.2 Article 3 : Electrochemical accessibility of porous submicron MnO<sub>2</sub> spheres as active electrode materials for electrochemical capacitors

A. Gambou-Bosca and D. Bélanger

Département de Chimie, Université du Québec à Montréal, Case Postale 8888, succursale Centre-Ville, Montréal, Québec, H3C 3P8, Canada

\*Corresponding author: Daniel Bélanger

E-mail : [belanger.daniel@uqam.ca](mailto:belanger.daniel@uqam.ca)

En soumission dans *Electrochimica Acta*

##### 4.2.1 Abstract

The electrochemical utilization of various submicron amorphous manganese dioxide spheres (*SMnO*<sub>2</sub>) with highly controlled shape and size was investigated by cyclic voltammetry and electrochemical impedance spectroscopy. MnO<sub>2</sub> spheres were synthesized by reaction between KMnO<sub>4</sub> and 1-butanol in aqueous butyric acid solution at room temperature. Particle size was tuned by adjusting the concentration of KMnO<sub>4</sub>. The materials were characterized by X-ray diffraction, scanning electron microscopy, dynamic light scattering and nitrogen gas adsorption measurements. SEM results reveal that spheres with average diameter of  $451 \pm 9$ ,  $218 \pm 12$  and  $195 \pm 85$  nm were produced by using a 20, 8 and 2 mM of KMnO<sub>4</sub> solution, respectively. DLS measurements showed similar mean particle diameter with a relatively high polydispersity-index that indicates the presence of larger agglomerated particles. The BET surface area of the three *SMnO*<sub>2</sub> is ranging between 216 and 259 m<sup>2</sup> g<sup>-1</sup>. Since very similar specific capacitance values of about 200 F g<sup>-1</sup> (per active material mass) at 2 mV s<sup>-1</sup> were found for all three samples, MnO<sub>2</sub> electrochemical utilization is more related to the pore size distribution rather than the particle size.



**Keywords**

MnO<sub>2</sub> spheres; carbon nanotubes; microemulsion synthesis; Electrochemical supercapacitor

**4.2.2 Introduction**

Owing to its pseudocapacitive behavior, large potential window and high density, manganese dioxide (MnO<sub>2</sub>) is a promising candidate for positive electrode in asymmetric aqueous electrochemical capacitor using mild aqueous electrolytes such as KCl, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, and LiNO<sub>3</sub> [1-8]. As a low-cost and environmental friendly electrode material, pseudocapacitive MnO<sub>2</sub> is characterized by a theoretical capacity of 1110 C g<sup>-1</sup> (306 mAh g<sup>-1</sup>) for a one electron transfer between Mn (IV) and Mn (III) which translates to a specific capacitance of 1233 F g<sup>-1</sup> over a potential window of 0.9 V [9]. However, specific capacitance in the range of about 20 % of the theoretical capacitance is commonly reported for thick composite electrodes with high loading of manganese dioxide [3, 10-28]. Thin film (μm range) MnO<sub>2</sub> electrodes are usually characterized by relatively large capacitance values [14, 18, 29-35] – e.g. 869 F g<sup>-1</sup> for stainless steel coated with MnO<sub>2</sub> by spontaneous deposition [36]– but the specific capacitance decreases rapidly with increasing film thickness [3, 9, 27, 28, 36]. Such low specific capacitance is associated to the intrinsically poor electronic conductivity and dense morphology of the oxide [25, 27, 35-37]. Other parameters contributing to low capacitance values include the water content, pore size distribution, and mean manganese oxidation state in the MnO<sub>2</sub> material [26, 27]. For amorphous and crystallized manganese dioxide-based electrodes, their specific capacitances do not vary linearly with an increase of the specific surface area [14, 18, 27]. This is due to the fact that the Brunauer-Emmett-Teller (BET) surface area does not take into account the influence of pore size distribution, which is an important parameter that influences the electrochemical performance [26, 27, 38]. Furthermore,



the capacitance of all  $\text{MnO}_2$  materials is not due to either pure surface or bulk redox processes [9, 27].

Porous manganese dioxides have been synthesized under many amorphous and crystalline forms, with different crystal structures and in the form of spherical and hollow spherical aggregated nanoparticles [19, 20, 26, 27, 39-45]. Such hierarchical morphologies often result in high surface area that is desirable in applications where interfacial contact is critical [41, 43, 44, 46]. Since nanoparticles are more relevant than larger size particles for electrochemical reaction which involves solid-state diffusion processes, a large surface-to-volume ratio will result in an increase in the electrochemical activity [47]. Ching *et al.* recently reported the use of butyric acid to easily control the shape and size of manganese dioxide particles synthesized by chemical reduction of permanganate potassium in the presence of 1-butanol [43]. Contrary to the use of hard templates such as carbon, silica, polymer or  $\text{MnCO}_3$  that also yielded highly uniform spheres, the use of butyric acid led to sphere well formed and highly monodisperse, with good precision size control and high specific surface area [43, 44, 48-51].

In this paper, we report the synthesis and characterization by physical and electrochemical techniques of porous submicron  $\text{MnO}_2$  spheres of various sizes. Using various concentration of  $\text{KMnO}_4$  allowed controlling the size of the particles. The resulting materials were then used to fabricate composite electrode by addition of a conductive agent and a binder. The electrochemical utilization of the different  $\text{MnO}_2$  materials is fully investigated and discussed by taking into account the particle size, specific surface area and pore size distribution.

#### 4.2.3 Experimental

##### 4.2.3.1 Preparation of spherical monodisperse $\text{SMnO}_2$

Porous manganese dioxide spheres were synthesized by chemical reaction between an aqueous potassium permanganate solution and 1-butanol in a butyric acid media. Typically a 16 mM solution of  $\text{KMnO}_4$  in 25 ml of DI water was added to a 25 mL aqueous solution containing 2.3 mL of butyric acid and 1.1 mL of 1-butanol. The resulting reaction mixture with a final 8 mM concentration of  $\text{KMnO}_4$  was stirred for 20 min at 300 rpm and a brown precipitate was formed. Once the stirring was stopped, the precipitate was rinsed several times with distilled water and filtered under vacuum. Then, the wet powder was dried at 110 °C for 3 h and milled in an agate mortar. The sample was named 218SMnO<sub>2</sub> and 218 refers to the mean average diameter of the MnO<sub>2</sub> spheres determined by scanning electron microscopy. Then, 451SMnO<sub>2</sub> and 195SMnO<sub>2</sub> were prepared using the same procedure except that 20 and 2 mM  $\text{KMnO}_4$  aqueous solutions were used, respectively. However, with the 2 mM  $\text{KMnO}_4$  solution, centrifugation was used instead of filtration to quench the reaction. For comparison, a MnO<sub>2</sub> sample without any control in shape and size was synthesized by precipitation by mixing a 60 ml aqueous solution containing 1.58 g of  $\text{KMnO}_4$  with a 100 ml solution containing 3.68 g of  $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ , at 25 °C. The resulting solution was stirred for 6 h during, and a dark-brown precipitate was formed. Once the stirring was stopped, the precipitate was rinsed several times with distilled water and filtered under vacuum. Then, the wet powder was dried at 110 °C for 12 h. The sample was named (polydisperse) PMnO<sub>2</sub> due to the large particle size distribution observed by SEM.

#### 4.2.3.2 Characterization of the materials

**X-ray Diffraction (XRD).** The crystallographic structure of 218SMnO<sub>2</sub> and PMnO<sub>2</sub> was characterized by XRD with an X-ray diffractometer (X'Pert system, Philipps) at  $2\theta = 15\text{--}85^\circ$  using monochromatic Cu K $\alpha$  radiation ( $\lambda = 1.541874 \text{ \AA}$ ) operated at 50 kV/40 mA controlled by X'Pert Data Collector software.

**Scanning Electron Microscopy.** SEM micrographs were obtained with a scanning electron microscope (JEOL JSM-7600F) using 2 keV operating voltage and a secondary electron (SE) imaging mode, for all synthesized  $\text{MnO}_2$  materials as well as for composite electrodes.

**Dynamic Light Scattering.** The characterization comprised the determination of mean diameter; particle size distribution and polydispersity-index (PDI) by Dynamic Light-Scattering, using Malvern Zetasizer Nano S90. For our study, two different sets of samples were prepared without stabilizing agent and consist in a suspension of  $1 \text{ g L}^{-1}$   $\text{MnO}_2$  in DI water. The suspension was sonicated using an ultrasonic bath (130 W, ultrasonic cleaner Branson 3510) for 1 h prior to characterization. In the first set of experiment,  $195\text{SMnO}_2$ ,  $218\text{SMnO}_2$ ,  $451\text{SMnO}_2$  and  $\text{PMnO}_2$  particles were filtered onto a polyethersulfone filter with a pore size of  $0.45 \mu\text{m}$ , and then analyzed. In the second set of experiments, all suspensions were diluted 10 times prior to characterization (see electronic supplementary information, ESI).

**Specific Surface Area.** The nitrogen adsorption–desorption isotherms were measured at 77 K using Autosorb–1 (Quantachrome instruments, USA) controlled by AS1 software. The BET surface area ( $S_{\text{BET}}$ ) was evaluated using the Brunauer–Emmett–Teller (BET) method. The pore size distributions were calculated using Density Functional Theory (DFT) and Monte Carlo simulation (MC) from the adsorption branch at relative  $P/P_0$  between 1 and  $10^{-7}$ . The porous volume was obtained through simulation of the isotherm by DFT Monte-Carlo calculations using the same software. The specific outer surface area  $S_{\text{out}}$  that corresponds to the external surface area of  $\text{MnO}_2$  sphere was calculated according to eqn. 4.1.

$$S_{\text{out}} = \frac{3}{r \times d_{\text{MnO}_2}} \quad (4.1)$$

where  $S_{\text{out}}$  is the specific outer surface area in  $\text{m}^2 \text{g}^{-1}$ ,  $r$  is the average nanosphere radius in  $\text{m}^2$ , and  $d_{\text{MnO}_2}$  is the volumetric mass of  $\text{MnO}_2$  in  $\text{g m}^{-3}$ . Then, the specific inner surface is obtained by subtracting  $S_{\text{out}}$  from  $S_{\text{BET}}$ .

**Electrochemical characterization.** Electrodes were prepared by mixing the active  $\text{MnO}_2$  material, as received MWCNTs (98 % purity, Nanocyl, Belgium) and PTFE binder (polytetrafluoroethylene, Aldrich) with a weight ratio of 60: 30: 10 (wt%). A few drops (1 mL) of ethanol were added to 100 mg of the mixture in order to obtain an homogeneous slurry. The composite electrodes were named  $\text{MnO}_2\text{--CNT--PTFE}$ . The resulting paste was dried at 60 °C for 3 h in oven. Then, a 0.25  $\text{cm}^2$  cold rolled thick film with an average mass of 1.7 mg was pressed at  $9 \times 10^5$  Pa for 60 s in a stainless steel grid (80 mesh, 0.127 mm, Alfa Aesar). Electrochemical measurements were performed in a standard three-electrode cell containing a 0.65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  aqueous solution degassed with purified nitrogen gas at room temperature, using a potentiostat/galvanostat (VMP3) controlled by EC-lab electrochemical software. A composite electrode was used as the working electrode, with platinum gauze and  $\text{Ag/AgCl}$  (3 M  $\text{NaCl}$ ) as counter electrode and the reference electrode, respectively. Capacitive behavior of the electrodes was studied by cyclic voltammetry (CV) within a potential range of 0–0.9 V vs.  $\text{Ag/AgCl}$  at various scan rates between 2 and 200  $\text{mV s}^{-1}$ . To calculate the specific capacitance ( $C$ ), the cathodic voltammetric charge ( $Q$ ) was evaluated by integration of a CV curve, and subsequently divided by the mass of electrode ( $m$ ) and the width of the potential window ( $\Delta V$ ) of the CV:

$$C = Q/m\Delta V \quad (4.2)$$

Then, a plot of the gravimetric capacitance as a function of the potential was obtained by replacing the current by the gravimetric capacitance calculated from eqn. 4.3:

$$C_{grav} = I/mv \quad (4.3)$$

where  $C_{grav}$  is the gravimetric capacitance in  $F\ g^{-1}$ ,  $I$  is the current in A,  $m$  is the mass in g and  $v$  is the scan rate in  $V\ s^{-1}$ .  $MnO_2$  electrochemical utilization was evaluated by subtracting the capacitance contribution of the carbon from the total electrode specific capacitance.

$$C_{MnO_2} = (C - yC_{CNT})/x \quad (4.4)$$

where  $C_{MnO_2}$  is the active material capacitance in  $F\ g^{-1}$ ,  $C$  is the total electrode specific capacitance in  $F\ g^{-1}$ ,  $C_{CNT}$  is the specific capacitance of the conductive agent in 0.65 M  $K_2SO_4$  aqueous solution in  $F\ g^{-1}$ ,  $x$  and  $y$  are the weight fraction of  $MnO_2$  and MWCNTs respectively. The capacitance retention was obtained by plotting the normalized capacitance ( $C_{\%}$ ) as a function of scan rate.

$$C_{\%} = \left( C_{x_{mVs^{-1}}} \frac{1}{C_{2_{mVs^{-1}}}} \right) \% \quad (4.5)$$

where  $C_{x_{mVs^{-1}}}$  is the capacitance at different scan rate, and  $C_{2_{mVs^{-1}}}$  is the capacitance measured at  $2\ mV\ s^{-1}$ .

The performance of the electrode was also evaluated by electrochemical impedance spectroscopy between  $0.01\text{--}10^5$  Hz at a potential of  $0.4\ V$  vs. Ag/AgCl with  $10\ mV$  amplitude. The double-layer capacitance  $C_{dl}$  was calculated with

$$C_{dl} = \frac{1}{m2\pi f_0 R_{ct}} \quad (4.6)$$



where  $C_{dl}$  is the double-layer capacitance in  $F\ g^{-1}$ ,  $m$  is the electrode mass in  $g$ ,  $f_0$  is the frequency at the maximum of the semi-circle in  $Hz$ , and  $R_{ct}$  is the charge transfer resistance in  $\Omega$ .

Then, the maximum capacitance of the electrode  $C_s$  was calculated from the maximum impedance at low frequency (eqn. 4.7).

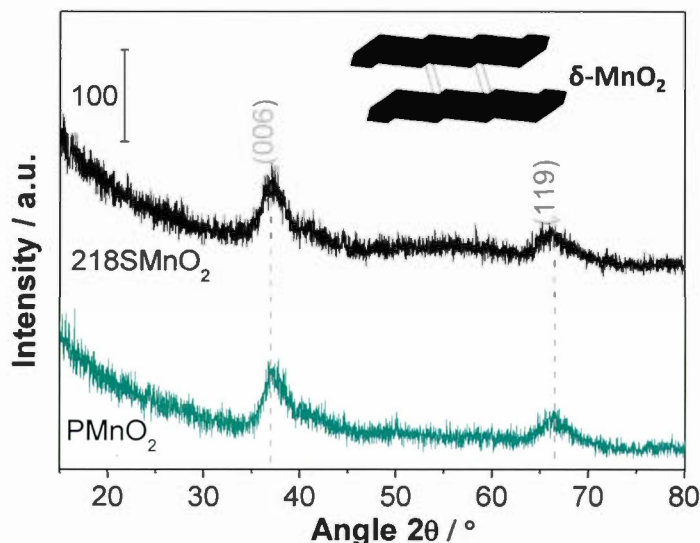
$$C_s = \frac{1}{m2\pi fZ''} \quad (4.7)$$

where  $C_s$  is the maximum capacitance in  $F\ g^{-1}$ ,  $f$  is the frequency at  $0.01\ Hz$ , and  $Z''$  is the imaginary impedance in  $\Omega$ .

#### 4.2.4 Results and discussion

##### 4.2.4.1 Structural and morphological characterizations

**XRD characterization.**— The XRD patterns for as-prepared manganese dioxides 218SMnO<sub>2</sub> and PMnO<sub>2</sub> are shown in Fig. 4.1. Similar XRD patterns were obtained for 195SMnO<sub>2</sub> and 451SMnO<sub>2</sub> (not shown). The broad and diffuse diffraction peaks at  $2\theta = 37.1$  and  $65.5^\circ$  of both powders indicate that the metal oxide particles are poorly crystallized [37, 43], probably due to the low temperature of the synthesis that precludes long-range order of the MnO<sub>6</sub> octahedra [37, 44]. The patterns can be indexed to the poorly crystalline  $\delta$ -MnO<sub>2</sub> (JCPDS 18-0802). The  $\delta$ -phase type MnO<sub>2</sub> is a 2D layered (Fig. 1) structure with an interlayer separation of  $7\ \text{\AA}$  between the sheets of MnO<sub>6</sub> octahedra, in which a significant amount of water and stabilizing cations such as  $K^+$  are entrapped [38, 52]. It is believed that the poorly crystalline structure can favor the fast diffusion of proton/ions [53].



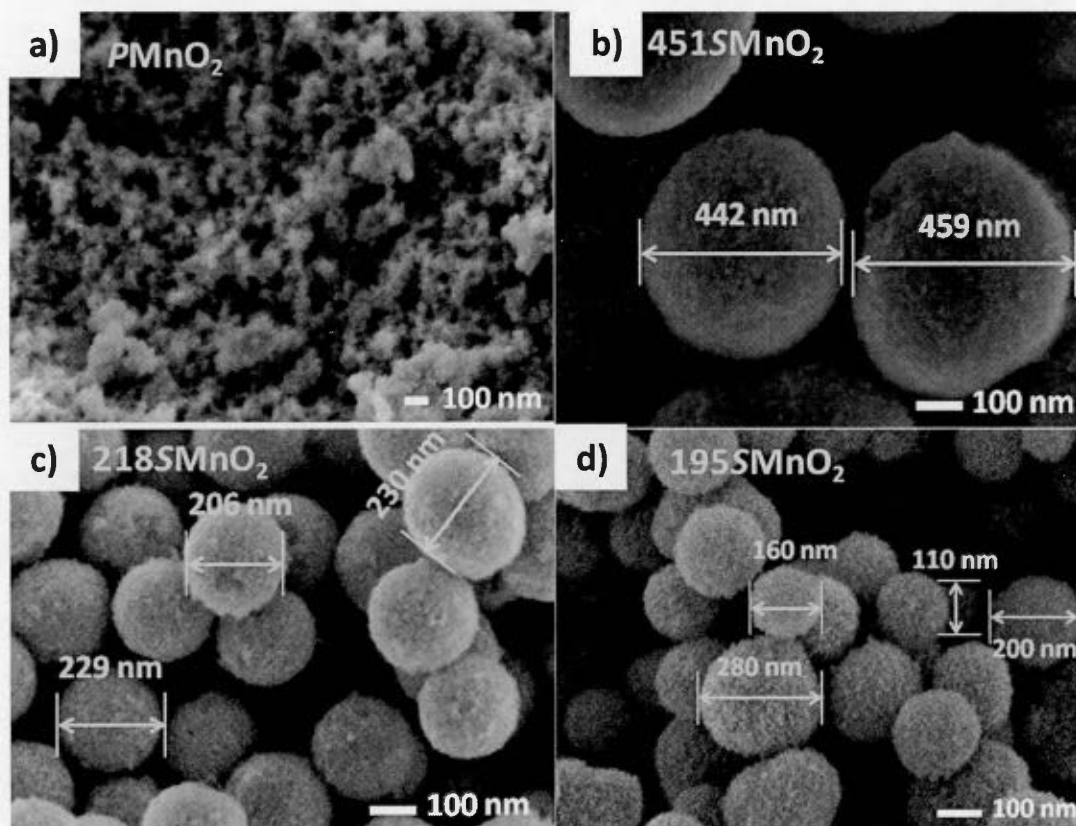
**Figure 4.1** XRD patterns of  $PMnO_2$  and  $218SMnO_2$ .

**SEM characterization.**— SEM micrographs of the various  $MnO_2$  particles investigated in this work are displayed in Fig. 4.2 and their particle size summarized in Table 1. The SEM image of  $PMnO_2$ , synthesized by precipitation with  $KMnO_4$  and  $Mn(CH_3COO)_2$  (Fig. 2a) shows a wide range of the particle size, and ill-defined shapes. The particle sizes range is comprised between 20 to 2000 nm due to large aggregates formed by the metal oxide [3, 14, 27]. In contrast, the mixture of a  $KMnO_4$  aqueous solution and 1-butanol in presence of butyric acid gave well defined spherical particles (Figs. 4.2b to 4.2d). Ching *et al.* have recently reported the synthesis of highly monodisperse porous manganese dioxide spheres using a butyric acid microemulsion [43]. A microemulsion is formed in the presence of butyric acid with an appropriate concentration of water [43, 44]. This microemulsion subsequently acts as receptacle and template for  $MnO_2$  nanoparticle growth [43, 44]. Butyric acid forms an aqueous microemulsion in which the reaction between  $KMnO_4$  and 1-

butanol produces  $\text{MnO}_2$  nuclei, which promotes the formation of large amounts of lamellar nanoplatelets. These nanoplatelets can aggregate and self-assemble into the microemulsion droplets. It is believed that the coordination between the carboxylic acid and the surface of the nucleating  $\text{MnO}_2$  would be responsible for the evolution into spherical morphology. Then, butyric acid is removed by washing several times with water to yield  $\text{MnO}_2$  spheres. Furthermore, butyric acid coordinates strongly to cap manganese dioxide and limits its growth on the submicron scale [43, 44].

Fig. 4.2b shows the presence of relatively uniform  $5\text{MnO}_2$  particles with size of about  $451 \pm 9$  nm that demonstrate the homogeneous growth of manganese dioxide provided by the butyric acid microemulsion, for the synthesis using a 20 mM  $\text{KMnO}_4$  solution (Table 4.1). Table 4.1 shows that the size of the  $\text{MnO}_2$  particles increase with an increase of the  $\text{KMnO}_4$  concentration [43]. The difference of the size for spheres prepared with 8 and 20 mM  $\text{KMnO}_4$  solutions with those reported in literature that are 267 and 379 nm respectively could be due to different experimental conditions [43].

Fig. 4.2d micrograph shows larger particle size variation than the  $218\text{SMnO}_2$  and  $451\text{SMnO}_2$  particles. This could be explained by an Ostwald ripening process occurring during the microemulsion synthesis of  $195\text{SMnO}_2$ . In this case some of the small spheres can redissolve into the solution phase and lead to the growth of bigger ones due to the tendency of the system to reduce its free energy. Finally, this synthesis is really interesting because it can quickly (20 min) produce well controlled spherical  $\text{MnO}_2$  particles with low variation in size ( $218\text{SMnO}_2$  and  $451\text{SMnO}_2$ ). Furthermore, these particles can keep the spherical shape at high temperature that leads to different degree of crystallinity (See "Chapitre V"). On the other hand, this allows easy preparation of carbon-coated  $\text{MnO}_2$  spheres utilizable as anode material for lithium-ion battery (See "Chapitre V") [54, 55].



**Figure 4.2** SEM micrographs of pristine powders a)  $\text{PMnO}_2$ , b)  $451\text{SMnO}_2$ , c)  $218\text{SMnO}_2$  and d)  $195\text{SMnO}_2$ .



**Tableau 4.1 List of investigated materials with their size, specific surface area and porous volume.**

Sample	[KMnO <sub>4</sub> ] (mM)	Mean particle diameter (nm)			Specific surface area (m <sup>2</sup> g <sup>-1</sup> )			<sup>d</sup> Porous volume (cc g <sup>-1</sup> )
		SEM	DLS	<sup>a</sup> PDI	<i>S</i> <sub>BET</sub>	<sup>b</sup> <i>S</i> <sub>out</sub>	<sup>c</sup> <i>S</i> <sub>inn</sub>	
PMnO <sub>2</sub>	—	20-2000	192	0.3	298	—	—	0.6929
195SMnO <sub>2</sub>	2	195 ± 85	216	0.9	216	6.1	210	0.2886
218SMnO <sub>2</sub>	8	218 ± 12	213	0.6	259	5.6	253	0.2557
451SMnO <sub>2</sub>	20	451 ± 9	623	0.6	240	2.7	237	0.2989

<sup>a</sup>PDI= poly-dispersity index obtained by DLS analysis.

<sup>b</sup>*S*<sub>out</sub> calculated from eqn.4.1.

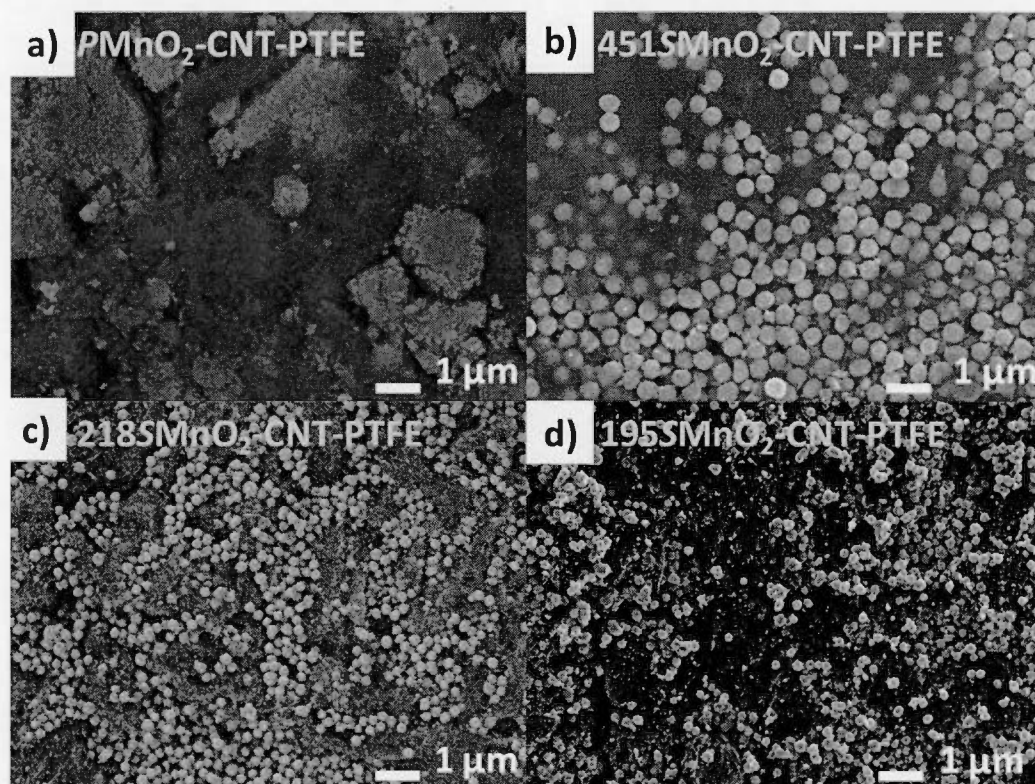
<sup>c</sup>*S*<sub>inn</sub> = *S*<sub>BET</sub> - *S*<sub>out</sub>.

<sup>d</sup>Calculated by DFT Monte-Carlo simulation using AS1 software.

SEM images of composite electrodes consisting of an active MnO<sub>2</sub> electrode material, a conductive additive and PTFE binder in a weight ratio of 60:30:10 are presented in Fig. 4.3. In all cases, the dispersion of the carbon additive is very good and manganese dioxide particles are integrated and surrounded in the entangled network of carbon nanotubes (Figs. 4.3a to d). However, noticeable differences between these materials are observed on the surface of the film electrodes prepared with 10 wt% of PTFE. Fig. 4.3a shows a non-uniform manganese dioxide distribution over the composite electrode surface, attributed to the large particle size range and aggregated particles obtained by the precipitation synthesis [3, 37]. Due to spherical shape control of MnO<sub>2</sub> provided by the butyric acid microemulsion [43], individual spherical MnO<sub>2</sub> particles can be clearly observed for the composite electrode (Figs. 4.3b to d). Although there are no aggregated particles, MnO<sub>2</sub> spheres are not



uniformly distributed over the electrode film and are forming some agglomerations. Obviously, the dispersion of  $\text{MnO}_2$  spheres is not optimized and improved electrode formulation is needed. This technical issue could certainly have an effect on the electrochemical performance, since it will affect the conductive network provided by the carbon nanotubes. This aspect is discussed below in the electrochemical section.



**Figure 4.3** SEM micrographs of composite electrodes a)  $\text{PMnO}_2$ -CNT-PTFE (60:30:10 wt%), b)  $451\text{SMnO}_2$ -CNT-PTFE (60:30:10 wt%),  $218\text{SMnO}_2$ -CNT-PTFE (60:30:10 wt%) and  $195\text{SMnO}_2$ -CNT-PTFE (60:30:10 wt%).

**DLS characterization.**— To obtain more information on the particle size distribution and the mean particle diameter of the synthesized powders, dynamic light-scattering (DLS) was conducted on various  $\text{MnO}_2$  suspensions (detailed preparation procedures and particle size distribution curves are given in ESI). Table 1 reports the mean diameter and the polydispersity-index (PDI) measured by DLS. The particle diameter reported in Table 1 for 195SMnO<sub>2</sub>, 218SMnO<sub>2</sub> and PMnO<sub>2</sub> was obtained for filtered MnO<sub>2</sub> (see ESI, Fig. S1 and Table S1), whereas in the case of 451SMnO<sub>2</sub>, due to their large particles size observed by SEM, no particles were seen in DLS measurements after filtration, probably because all the particles remain onto the filter. Thus, for 451SMnO<sub>2</sub> the mean diameter and the polydispersity-index were measured for a diluted suspension with a concentration of 10 mg L<sup>-1</sup>.

The high polydispersity-index values ( $> 0.1$ ) indicate that all samples are polydispersed. In fact MnO<sub>2</sub> particles form aggregates in solution. This could be explaining by the Derjaguin-Landau-Verwey-Overbeek (DLVO) theory, which predicts that all particles will eventually agglomerate with other particles [56]. Thus, this will lead to different particle size in solution. Therefore, DLS is known to be highly sensitive to the presence of larger particles because the intensity of the scattered light increases with particle size [56, 57]. This limitation generally leads to an overestimation of the mean diameter in polydisperse samples (See ESI, Fig.S2 and Table S2). Finally, the quality of the measurement with DLS instrument is also influenced by the stability of the suspension [56].

Concerning the mean diameter, some differences can be observed. Firstly, in the case of 195SMnO<sub>2</sub> and 218SMnO<sub>2</sub>, the mean particle diameter values measured by SEM and DLS are very similar at about 220 nm. In the case of 451SMnO<sub>2</sub>, the larger particles detected by DLS measurements in comparison to SEM might to be caused by the limitation of DLS in the case of polydisperse suspensions [57] and also of the procedure used in the case of this sample. It is worth to note that the quality of the

DLS measurements could be influenced by several parameters such as the sedimentation, the temperature and the concentration of the sample [56]. On the other hand, the smaller particle sizes found by DLS in the case of  $PMnO_2$  could be attributed to the preparation procedure of the suspension. As mentioned in the experimental part,  $PMnO_2$  powder was dispersed in water by ultrasonic bath for 1 h prior characterization. This method might have caused a separation of large aggregated, forming several smaller particles with a mean diameter 192 nm (Table 4.1).

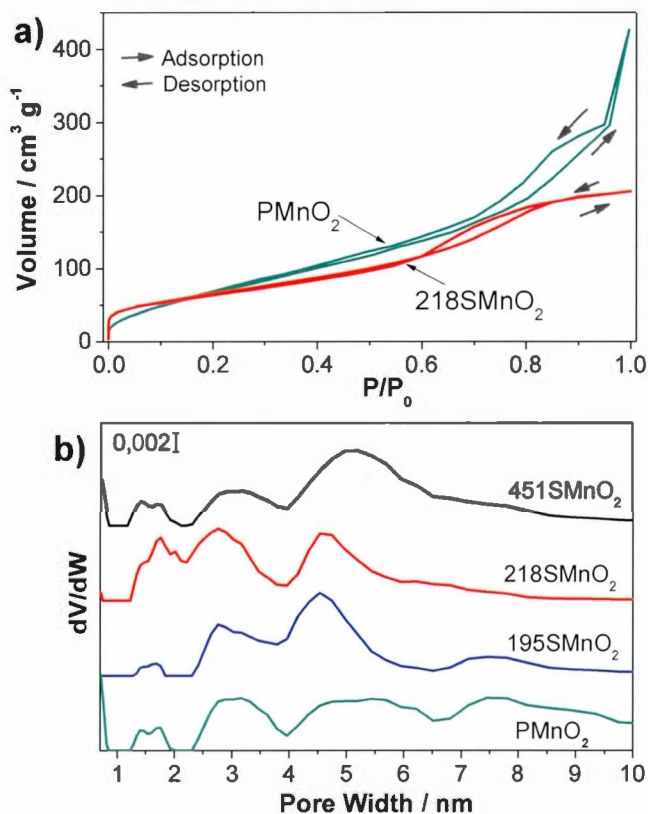
**BET Analysis.**— The nitrogen gas adsorption-desorption isotherm was measured at 77 K for each individual material, and their specific surface areas are given in Table 1. The  $PMnO_2$  sample synthesized presents a mixed type-I and II isotherms for low and high relative pressure ( $P/P_0$ ), respectively (Fig. 4.4a) [37, 53]. The low absorbed volume at low relative pressure indicates the presence of few micropores. The sloped plateau in the intermediate partial pressure ( $P/P_0$ ) and the H3 hysteresis loop are typical of a mesoporous-like material with narrow slit-like pores [37, 58]. The  $N_2$  gas adsorption-desorption isotherm measured for 218SMnO<sub>2</sub> is representative of all the nanosphere samples. 218SMnO<sub>2</sub> shows a type-IV isotherm at low and high relative pressure with a H2 adsorption hysteresis loop at high  $P/P_0$ . Type-IV isotherm is attributed to mesoporous material, and H2 type adsorption hysteresis is explained as a consequence of the interconnectivity of pores [43, 59, 60].

The BET surface area of  $298 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  for  $PMnO_2$  is in agreement with those reported in the literature (Table 4.1) [3, 5, 25, 27, 37]. The submicron spheres are characterized by a lower specific surface area ranging between 216 and  $259 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  (Table 4.1). The measured  $S_{\text{BET}}$  surface areas for particles synthesized from 8 and 20 mM  $KMnO_4$  solutions corresponds to those reported by Ching *et al.* that were found to be 253 and  $243 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ , respectively [43]. Table 4.1 shows that there is no correlation between



diameter of spheres and the specific surface area which reach a maximum value for the intermediate concentration of  $\text{KMnO}_4$  being used for their synthesis. Moreover, in literature, nanospheres with honeycomb nanostructure and smaller particle diameters in the range of 90 to 100 nm were obtained using microemulsion reaction system, by replacing the butyric acid by an oleic acid. However, the BET specific surface area measured for these compounds was about  $70 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  [61, 62]. This highlights the interest of butyric acid microemulsion that leads to the formation of high surface area  $\text{MnO}_2$  spheres. Specific outer surface areas ( $S_{\text{out}}$ ) from the various spheres calculated from the average diameter of the spheres are shown in Table 4.1. As expected, the external surface of the spheres increases with a decrease of the particle size. When compared to  $S_{\text{BET}}$ , the low values for  $S_{\text{out}}$  suggest that the spheres are highly porous. Finally, the contribution of the inner surface ( $S_{\text{inn}}$ ) to the specific surface area is about 97 % (Table 4.1). This means that most of the surface area comes from the presence of pores in the particles and also the roughness on the particle surface.

Fig. 4.4b shows the pore size distribution of the as-prepared materials. The pore size distribution of  $\text{PMnO}_2$  is relatively broad, with a significant quantity of mesopores ranging between 2.5 and 12 nm, which can explain the large porous volume obtained by DFT-Monte Carlo simulations (Table 4.1). The quantity of micropores is low and there are no pores between 2 and 2.5 nm (Fig. 4.4b).  $195\text{SMnO}_2$  and  $451\text{SMnO}_2$  spheres show the same feature as  $\text{PMnO}_2$  sample, except that most of mesopores are located between 2.5 and 6.5 nm. In contrast,  $218\text{SMnO}_2$  samples have the largest contribution of micropores. This could explain their slightly larger BET surface area in comparison to the other spherical materials. Finally, these differences reveal that the high BET surface area of  $\text{PMnO}_2$  particles is due to the large pore size distribution with possibly interconnected mesopores (Fig. 4.4b, Table 4.1). Then, the high specific surface area and mesoporous structure of  $\text{PMnO}_2$  provide the possibility of efficient distribution of ions in the composite electrode, which could lead to better electrochemical utilization of  $\text{MnO}_2$  than the  $\text{MnO}_2$  spheres.



**Figure 4.4** a)  $N_2$  gas adsorption-desorption isotherm of  $\text{PMnO}_2$  and  $218\text{SMnO}_2$  and b) pore size distribution ( $dV/dW$ , d (volume)/d(Pore size) vs. pore width) of  $\text{PMnO}_2$ ,  $451\text{SMnO}_2$ ,  $218\text{SMnO}_2$  and  $195\text{SMnO}_2$ .

#### 4.2.4.2 Electrochemical characterizations

**Cyclic voltammetry.**— Fig. 4.5a shows the CV curves of  $218\text{SMnO}_2\text{—CNT—PTFE}$  at different scan rates in 0.65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  solution. Note that the specific capacitance is plotted instead of the current (see Experimental Section). The CV of the composite electrode is characterized by a rectangular-like shape at slow scan rate which is kept



up to  $20 \text{ mV s}^{-1}$ , and then a stronger polarization is found at higher scan rate. A similar observation is made for all the composite electrodes.

The specific capacitance of the composite electrodes determined from the cyclic voltammograms is reported as a function of scan rate in Fig. 4.5b and Table 4.2. Table 4.2 shows also the electrode characteristics such as  $\text{MnO}_2$  loading and film thickness. It is now well accepted that for amorphous or poorly crystalline manganese dioxide, the capacitance arises from a mechanism based on the proton electrosorption and surface adsorption of electrolyte cations on  $\text{MnO}_2$  [9, 27, 63]. Furthermore, it has also been previously reported that only few nanometers of the  $\text{MnO}_2$  film thickness was electrochemically accessible and the charge process could be extended over the larger thickness with incorporation of carbon additives [3]. However, less than 20% of the active material is electrochemically addressable in the case of powder-based electrodes [14, 18]. This means that a large fraction of the bulk material is not electrochemically accessible. Although the specific surface area of  $\text{MnO}_2$  cannot be necessarily correlated to the increase of the specific capacitance [14, 18, 27, 64], an increase of the specific capacitance could be expected with the decrease of the diameter of spherical  $\text{MnO}_2$  due to a large active material/conductive additive contact interface.

At slow scan rate, more ions from the electrolyte have access to the electroactive  $\text{MnO}_2$  and contribute to the high specific capacitance. The slight variation of the specific capacitance recorded at  $2 \text{ mV s}^{-1}$  (Table 4.2 and Fig. 4.5b) suggests that the effect of the particle size is limited. Note that some caution has to be taken, since  $\text{PMnO}_2$ ,  $195\text{SMnO}_2$  and  $218\text{SMnO}_2$  present the same diameter of about 200 nm measured by DLS (Table 4.1). Furthermore at slow scan rate, the average specific capacitance reported per active material mass of about  $200 \text{ F g}^{-1}$  for all  $\text{MnO}_2$  (Table 4.2) corresponds to values reported in literature for thick electrode [27]. In fact,  $\text{MnO}_2$  spheres have been synthesized with different architectures and size varying

from nanometric to micrometric scale, but with specific capacitance values of about  $200 \text{ F g}^{-1}$  reported by active material mass [20, 50, 51, 65, 66]. For example, Subramanian *et al.* reported specific capacitance of 140 and  $168 \text{ F g}^{-1}$  at  $5 \text{ mV s}^{-1}$  in  $1 \text{ M Na}_2\text{SO}_4$  for nanospheres with size diameter of about 600 nm and  $1.5 \mu\text{m}$ , respectively [20]. In comparison, Zhang *et al.* reported  $210 \text{ F g}^{-1}$  at  $0.5 \text{ A g}^{-1}$  in  $1 \text{ M Na}_2\text{SO}_4$  for hollow spheres with about 500 nm diameter [51]. Therefore, the specific capacitance is critically dependent on the effective accessible material which is mostly associated to the particle morphology, pore volume and pore size distribution rather than the particle size. On the other hand, if an average of  $230 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  is taken from the inner specific surface area ( $S_{\text{inn}}$ ) of  $\text{MnO}_2$  spheres, it can be seen that the difference of about 10 % of various  $S_{\text{inn}}$  tracks that of the specific capacitance values. From this, it is difficult to conclude about the effect of the specific surface area on the electrochemical performance.

**Tableau 4.2 Physical characteristic and electrochemical performance from cyclic voltammetry.**

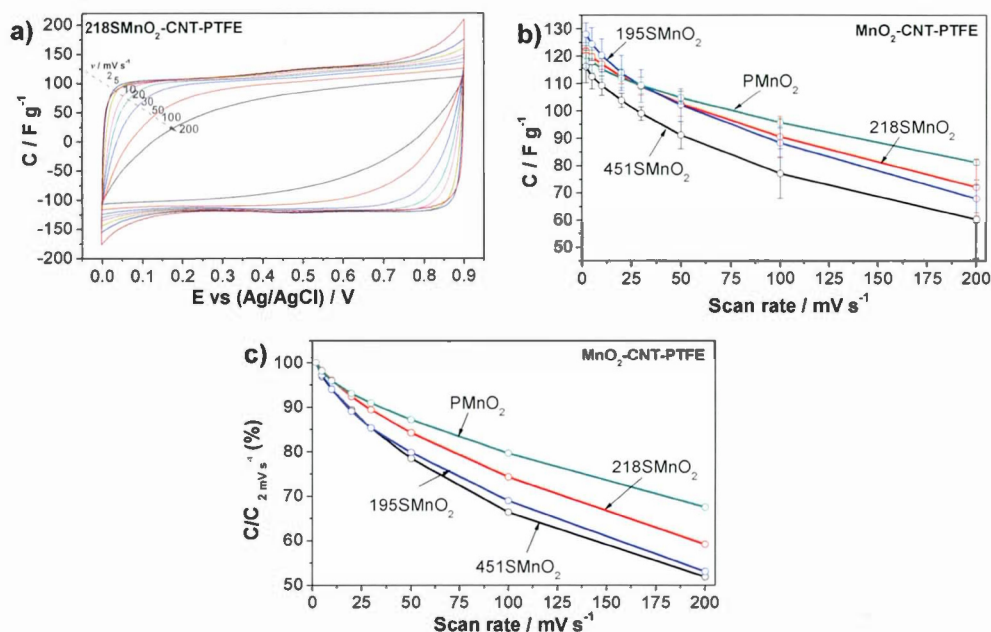
<sup>a</sup> Composite electrode (60:30 wt%)	$\text{MnO}_2$ loading ( $\text{mg cm}^{-2}$ )	Thickness ( $\mu\text{m}$ )	<sup>b</sup> $C$ at $2 \text{ mV s}^{-1}$ ( $\text{F g}^{-1}$ )	$C$ at $100 \text{ mV s}^{-1}$ ( $\text{F g}^{-1}$ )	Decreasing rate of $C$ from 2 at $100 \text{ mV s}^{-1}$ (%)	<sup>c</sup> $C_{\text{MnO}_2}$ at $2 \text{ mV s}^{-1}$ ( $\text{F g}^{-1}$ )	<sup>c</sup> $C_{\text{MnO}_2}$ at $100 \text{ mV s}^{-1}$ ( $\text{F g}^{-1}$ )
$\text{PMnO}_2\text{-CNT}$	6	89	$120 \pm 5$	$96 \pm 2$	21	195	154
$195\text{SMnO}_2\text{-CNT}$	3	87	$125 \pm 5$	$88 \pm 5$	29	203	142
$218\text{SMnO}_2\text{-CNT}$	4	63	$122 \pm 1$	$91 \pm 7$	26	198	146
$451\text{SMnO}_2\text{-CNT}$	5	85	$116 \pm 6$	$77 \pm 9$	34	188	123

<sup>a</sup>Each electrode contains 10 wt% PTFE.

<sup>b</sup>Average value for 6 electrodes made with 3 different films (2 electrodes per film).

<sup>c</sup> $C_{\text{MnO}_2}$  calculated from eqn. 4.4.

The specific capacitance decreases with an increase of the scan rate for all four samples, although the fade of the capacitance varies from sample to sample.  $PMnO_2$  composite electrode shows the best capacitance retention at high scan rate whereas the lowest is observed with the largest spheres (Fig. 4.5c). More specifically, a 80 % capacitance retention is observed at  $100 \text{ mV s}^{-1}$  for the composite electrode  $PMnO_2$ -CNT-PTFE (Table 4.2). Among the  $MnO_2$  spheres, the composite electrode  $218SMnO_2$ -CNT-PTFE exhibits the better capacitance retention at high scan rate, probably due to the low porous volume of these nanospheres (Fig. 4.5c, Table 4.1). In contrast, the low electrochemical utilization of  $451SMnO_2$  (Table 4.2) at high scan rate can be explained by less interfacial contact between carbon nanotubes and  $MnO_2$  spheres as explained above. It has been previously reported that the electronic conduction and surface accessibility of the active  $MnO_2$  material control the charge storage process at high cycling rate [4]. Thus, in the case of  $PMnO_2$  the presence of smaller particles (less than 100 nm) that could fill voids between the various  $MnO_2$  particles and the presence of a continuous conductive network due to carbon nanotubes could provide a fast electronic diffusion path to  $PMnO_2$ -CNT-PTFE and a superior capacitance retention [67].



**Figure 4.5** a) CV curves at different scan rates for composite electrode 218SMnO<sub>2</sub>-CNT-PTFE (60:30:10), and b) Plot of the specific capacitance as a function of the scan rate for PMnO<sub>2</sub>, 451SMnO<sub>2</sub>, 218SMnO<sub>2</sub> and 195SMnO<sub>2</sub>, composite electrodes prepared with 30 wt% CNT and 10 wt% PTFE and c) capacitance retention  $C_{\%}$  as a function of scan rate.

Further analyses of the CV data was performed by using the method developed by Trasatti and co-workers that gives access to the inner and outer charges [68]. The outer  $q_o^*$  and inner  $q_i^*$  charges correspond to the more accessible and inaccessible surface during cycling, respectively. The inner and outer charges are determined from plots of the specific voltammetric charge  $q^*$  and its reciprocal  $1/q^*$  as a function of  $\nu^{-1/2}$  and  $\nu^{1/2}$ , respectively (Fig. 4.6). At slower scan rates, the ions from the electrolyte can gain access to most of the available pores of the electrode, leading to a high electrochemical utilization. On the other hand, when the scan rate is

increased, diffusion limitation prevents the accessibility of electrolyte ions to the inner surface of the material. Assuming an inverse proportionality of the cycling rate  $v$  with the diffusion time and a semi infinite linear diffusion, a plot of  $q^*$  to  $v^{-1/2}$  is expected to be linear and can be extrapolated to determine the outer charge  $q_O^*$  at high sweep rate when  $v$  tends to infinite (Fig. 6a). Then, the extrapolation of  $q^*$  to  $v = 0$  from the  $1/q^*$  vs  $v^{1/2}$  plot (Fig. 4.6b) gives the total charge  $q_T^*$ , that is, the charge related to the whole active surface with the outer and inner charge contributions [4, 68, 69].

$$q_T^* = q_O^* + q_I^* \text{ (C g}^{-1}\text{)} \quad (4.8)$$

All the outer, inner and total specific charge values (C g<sup>-1</sup>) reported by active material mass are given in Table 4.3.

Fig. 4.6 shows that the specific voltammetric charge  $q^*$  increases as the potential scan rate decreases (reciprocal of the square root of scan rate increases). Note that only voltammetric charge values for scan rate lower than 50 mV s<sup>-1</sup> have been linearly fitted (Fig. 4.6a). The values obtained at higher scan rate deviate from linearity due to the corresponding increase of the polarization. Thus, at scan rate higher than 50 mV s<sup>-1</sup>, it is important to control the percolation at the active material/carbon interface to improve the MnO<sub>2</sub> electrochemical utilization.

At very low scan rate,  $q_T^*$  is determined from Fig. 4.6b to be very similar for all manganese dioxide samples with a value of about 200 C g<sup>-1</sup>. These values are in agreement with those reported in the literature, except that the small difference observed in this work can be attributed to the use of carbon nanotubes as a conductive additive that has provided an efficient conductive network [20, 67, 69]. It has been previously reported that the measured total capacitance of a MnO<sub>2</sub>-based composite electrode is mainly due to its pseudocapacitive behavior rather than double-layer charging due to the high surface area of porous manganese dioxide [69]. For example,



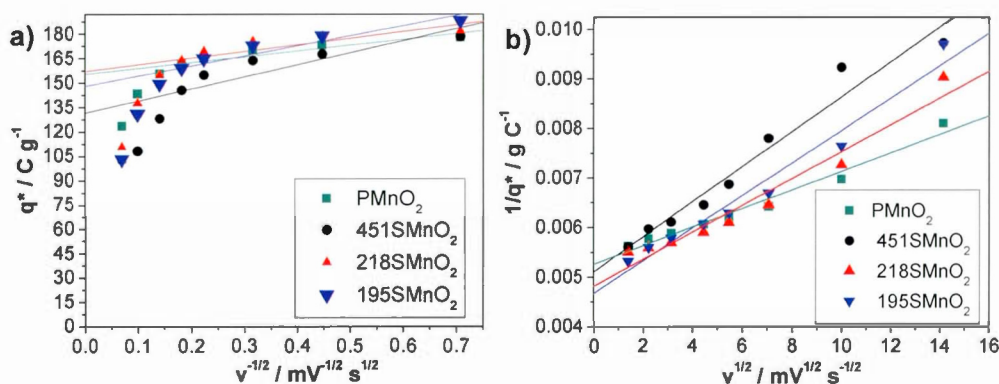
an estimation of the pure double-layer capacitance for 195SMnO<sub>2</sub> using the BET surface area of 216 m<sup>2</sup> g<sup>-1</sup> (Table 4.1) and by using an average value of 20 μF cm<sup>-2</sup> gives a specific capacitance of 43 F g<sup>-1</sup> which is 5 times lower than that measured in this study (210 F g<sup>-1</sup>). Consequently the charge storage is mainly pseudocapacitive. On the other hand, parameters, such as the ionic conductivity in the materials bulk associated to the microstructure or the effect of the potential diffusion must be taken into account to explain the small differences between all MnO<sub>2</sub> materials.

When the scan rate is higher, the effective utilization of MnO<sub>2</sub> active sites becomes limited. The difference between the total  $q_T^*$  and the outer  $q_O^*$  charges gives the inner charge  $q_I^*$  that corresponds to the less accessible surface for charge storage (Table 3). At scan rate lower than 50 mV s<sup>-1</sup>,  $q_O^*$  reached a limit of 157 C g<sup>-1</sup> for 218SMnO<sub>2</sub>, indicating that 25 % of the manganese dioxide surface atoms are not accessible (Table 4.3). Thus, such a high scan rate limits the diffusion of ions throughout the whole volume of the MnO<sub>2</sub> electrode and consequently some pores and voids remain inaccessible. Very similar results were found for 195SMnO<sub>2</sub> and PMnO<sub>2</sub> samples. In fact, by taking an average  $q_O^*$  of 153 C g<sup>-1</sup>, the variation is less than 4% between the three samples (Table 4.3). Thus, these values could be related to the similar mean average diameter of about 200 nm obtained by DLS measurements (Table 4.1). On the other hand, values for  $q_O^*$  reported in Table 4.3 are higher than those reported in literature [20, 69]. The continuous conductive network of the MWCNTs might be responsible for such difference. Indeed, Athouël *et al.* [4] have recently demonstrated out the influence of the conductive additive on the electrochemical performance of a MnO<sub>2</sub>-based composite electrode at high scan rate. This could explain the good behavior observed with PMnO<sub>2</sub> at high scan rate, probably due to a better conductivity for the composite PMnO<sub>2</sub>-CNT-PTFE (Table 3). In contrast, the low utilization of 451SMnO<sub>2</sub> (Table 4.3) at high scan rate can be explain by less interfacial contact between carbon nanotubes and MnO<sub>2</sub> large spheres as explained above).

**Tableau 4.3 Physical characteristics and specific voltammetric charges of  $\text{MnO}_2$ .**

<sup>a</sup> Composite electrode (60:30 wt%)	$\text{MnO}_2$ loading ( $\text{mg cm}^{-2}$ )	Thickness ( $\mu\text{m}$ )	$q_0^*$ ( $\text{C g}^{-1}$ )	$q_l^*$ ( $\text{C g}^{-1}$ )	$q_T^*$ ( $\text{C g}^{-1}$ )
$\text{PMnO}_2\text{-CNT}$	6	89	155	35	190
$195\text{SMnO}_2\text{-CNT}$	3	87	148	66	214
$218\text{SMnO}_2\text{-CNT}$	4	63	157	50	207
$451\text{SMnO}_2\text{-CNT}$	5	85	132	64	196

<sup>a</sup>Each electrode contains 10 wt% PTFE.



**Figure 4.6** Variation of the specific voltammetric charge  $q^*$  for various  $\text{MnO}_2$  composite electrodes with respect to the sweep rates  $v$ , a) extrapolation of  $q^*$  to  $v = \infty$  from the  $q^* = f(v^{-1/2})$  plot gives the specific outer charge  $q_0^*$  (charge on the most accessible active surface); b) extrapolation of  $q^*$  to  $v = 0$  from the  $1/q^* = f(v^{1/2})$  plot gives the specific total charge  $q_T^*$  (charge related to the whole active surface).

**Impedance spectroscopy.**— Electrochemical impedance spectroscopy was also used to characterize the  $\text{MnO}_2$  electrode materials. The Nyquist plots shown in Fig. 4.7 are composed of a semi-circle within the high frequency range to which is associated a charge transfer resistance, and a nearly vertical line in the low-frequency range which corresponds to semi-infinite Warburg impedance and traduces ion penetration in the thickness of the porous structure of the electrode [18]. The almost vertical line demonstrates a good capacitive behavior without diffusion limitation. At very high frequencies, the total resistance is composed of the ionic resistance of electrolyte, the intrinsic resistance of the active material, and the contact resistance at the active material/current collector interface. The intersection of the semi-circle on the real axis represents the equivalent series resistance  $R_s$  of the electrode, which include the electrolyte resistance and charge-transfer resistance  $R_{ct}$  of the electrodes and electrolyte interface that corresponds to the diameter of the semi-circle [18]. It can be seen that the electrolyte resistance is almost the same for all samples (Fig. 4.7).  $\text{PMnO}_2\text{-CNT-PTFE}$  has a slightly smaller charge-transfer resistance  $R_{ct}$  than composite electrodes made with spherical monodisperse  $\text{MnO}_2$  (Table 4.4, Fig 4.7). As demonstrated by BET measurements,  $\text{PMnO}_2$  is characterized by a large surface area, also by different particle sizes which include particles smaller than 100 nm, according to SEM micrographs. These two parameters lead to a large contact between  $\text{PMnO}_2$  and carbon additives, with supposedly a decrease of the electron diffusion path allowed by the presence of small particles in the interstitial spaces between bigger particles over the whole electrode film. Since  $\text{PMnO}_2$  has a larger pore volume, this will promote ion diffusion within the electrode materials, which facilitates efficient utilization of active materials. Thus, a large surface contact with the conductive additive and a better wettability of the active material will result in small contact resistance, which leads to a minimization of the high frequency semicircle. This low charge transfer resistance for  $\text{PMnO}_2\text{-CNT-PTFE}$  composite electrode can be used to explain the better performance at high scan rate for this electrode.

The double-layer capacitance ( $C_{dl}$ ) and the maximal capacitance ( $C_s$ ) were calculated with eqn.4.6 and 4.7, respectively and are reported in Table 4.4. The large value of  $C_{dl}$  obtained with  $PMnO_2$ -CNT-PTFE is due to its high specific surface area. For composite made with different nanospheres, since the capacitance mainly arises from the outer surface, the difference observed could be related to the  $S_{outer}$ -to- $S_{inn}$  ratio. However, one has to keep in mind that the mean value for a double-layer capacitance is about  $20 \mu F cm^{-2}$  [69], thus the large values reported in this work (Table 4.4) suggest that the origin of the semi-circle might not be due to  $C_{dl}$  and  $R_{ct}$  but from the porosity of the electrode. Specific capacitance  $C_s$  for the composite electrodes  $MnO_2$ -CNT-PTFE obtained by electrochemical impedance spectroscopy are in relatively good agreement with those calculated from the voltammetric charges (Table 4.4). A specific capacitance of  $112 F g^{-1}$  per total mass of the electrode was found for a composite 195SMnO<sub>2</sub>-CNT-PTFE which corresponds to  $186 F g^{-1}$  when reported by active material mass (Table 4.4).

Finally, there is no significant effect of the particle size on the electrochemical performance of a thick  $MnO_2$  composite electrode. Since the structure and the BET specific surface area of the nanospheres are close, the key to increase the specific capacitance may depend on the increase of ionic and electronic conductivity of the low conductive  $MnO_2$ , as well as the control of the porous network and the homogeneous distribution of  $MnO_2$  particles in a composite electrode.

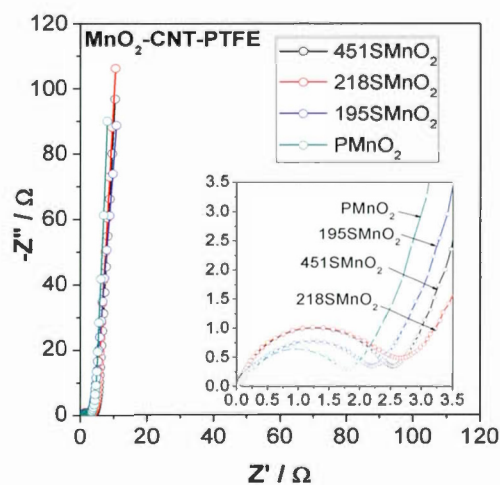
**Tableau 4.4 Physical characteristic and electrochemical performance from electrochemical impedance spectroscopy.**

<sup>a</sup> Composite electrode (60:30 wt%)	MnO <sub>2</sub> loading (mg cm <sup>-2</sup> )	Thickness (μm)	$R_{ct}$ (Ω)	<sup>b</sup> $C_{dl} \times 10^{-4}$ (F cm <sup>-2</sup> )	<sup>c</sup> $C_s$ (F g <sup>-1</sup> )
PMnO <sub>2</sub> -CNT	5	89	0.8	19.5	104
195SMnO <sub>2</sub> -CNT	3	87	2.0	7.4	112
218SMnO <sub>2</sub> -CNT	4	63	2.6	5.6	101
451SMnO <sub>2</sub> -CNT	5	85	2.5	4.8	97

<sup>a</sup>Each electrode contains 10 wt% PTFE.

<sup>b</sup> $C_{dl}$  calculated from eqn. 4.6.

<sup>c</sup> $C_s$  calculated from eqn. 4.7.



**Figure 4.7 Nyquist plots at 0.4 V vs Ag/AgCl of PMnO<sub>2</sub>, 451SMnO<sub>2</sub>, 218SMnO<sub>2</sub> and 195SMnO<sub>2</sub>, composite electrodes prepared with 30 wt% CNT and 10 wt% PTFE.**



#### 4.2.5 Conclusion

In this work, porous poorly crystalline submicron  $\text{MnO}_2$  spheres were investigated as active electrode materials for electrochemical capacitors in mild aqueous electrolyte (0.65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ). The specific capacitances obtained at slow scan rate for these materials, are in the range found for  $\text{MnO}_2$  materials reported in the literature [3, 5, 14, 27, 53]. In fact, above a specific surface area of  $200 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ , the capacitance reaches a maximum, and further increase of the surface area does not provide additional charge storage. It was hypothesized that by reducing the size of  $\text{MnO}_2$  particles and keeping the high specific surface area, an improvement of the performance of  $\text{MnO}_2$ -based composite electrodes could be observed. However, in this work the control over the size of these amorphous  $\text{MnO}_2$  compounds does not lead to a drastically improvement of the energy storage performance, since the contribution of the external surface area remains very low  $\sim 5 \%$  in comparison to the inner surface that will contribute the most to the charge storage. The specific capacitance of all  $\text{MnO}_2$  materials is about  $200 \text{ F g}^{-1}$  at slow scan rate. Finally, the highest capacitance retention of 79 %, at  $100 \text{ mV s}^{-1}$ , was obtained for  $\text{PMnO}_2$ -CNT-PTFE prepared with  $\text{MnO}_2$  material having different size and shape in comparison to monodisperse  $\text{MnO}_2$  spheres, due to a higher interfacial contact between  $\text{MnO}_2$  and carbon nanotubes.

#### 4.2.6 Acknowledgements

This work was supported by the Natural Science and Engineering Research Council of Canada (Strategic Grant). Nicole MacDonald from École Polytechnique de Montréal ( $\text{cm}^2$ ) is thanked for scanning electron microscopy measurements. Vladimir A. Kryuchkov from NanoQAM, NanoQAM and “le Centre Québécois pour les Matériaux Fonctionnels” (CQMF) are also acknowledged.

## Appendix A. Supplementary data

### 4.2.7 References

- [1] H.A. Mosqueda, O. Crosnier, L. Athouël, Y. Dandeville, Y. Scudeller, P. Guillemet, D.M. Schleich, T. Brousse, Electrolytes for hybrid carbon-MnO<sub>2</sub> electrochemical capacitors, *Electrochim. Acta*, 55 (2010) 7479-7483.
- [2] J.W. Long, D. Bélanger, T. Brousse, W. Sugimoto, M.B. Sassin, O. Crosnier, Asymmetric electrochemical capacitors—Stretching the limits of aqueous electrolytes, *MRS Bull.*, 36 (2011) 513-522.
- [3] A. Gambou-Bosca, D. Bélanger, Effect of the formulation of the electrode on the pore texture and electrochemical performance of the manganese dioxide-based electrode for application in a hybrid electrochemical capacitor, *J. Mater. Chem. A*, 2 (2014) 6463-6473.
- [4] L. Athouël, P. Arcidiacono, C. Ramirez-Castro, O. Crosnier, C. Hamel, Y. Dandeville, P. Guillemet, Y. Scudeller, D. Guay, D. Bélanger, T. Brousse, Investigation of cavity microelectrode technique for electrochemical study with manganese dioxides, *Electrochim. Acta*, 86 (2012) 268-276.
- [5] H.Y. Lee, J.B. Goodenough, Supercapacitor Behavior with KCl Electrolyte, *J. Solid State Chem.*, 144 (1999) 220-223.
- [6] T. Brousse, M. Toupin, D. Bélanger, A Hybrid Activated Carbon-Manganese Dioxide Capacitor using a Mild Aqueous Electrolyte, *J. Electrochem. Soc.*, 151 (2004) A614.

- [7] T.M. Ou, C.T. Hsu, C.C. Hu, Synthesis and characterization of sodium-doped  $\text{MnO}_2$  for the aqueous asymmetric supercapacitor application, *J. Electrochem. Soc.*, 162 (2015) A5124-A5132.
- [8] Y. Su, I. Zhitomirsky, Hybrid  $\text{MnO}_2$ /carbon nanotube-VN/carbon nanotube supercapacitors, *J. Power Sources*, 267 (2014) 235-242.
- [9] M. Toupin, T. Brousse, D. Bélanger, Charge storage mechanism of  $\text{MnO}_2$  electrode used in aqueous electrochemical capacitor, *Chem. Mater.*, 16 (2004) 3184-3190.
- [10] A. Zolfaghari, H.R. Naderi, H.R. Mortaheb, Carbon black/manganese dioxide composites synthesized by sonochemistry method for electrochemical supercapacitors, *J. Electroanal. Chem.*, 697 (2013) 60-67.
- [11] A. Zolfaghari, F. Ataherian, M. Ghaemi, A. Gholami, Capacitive behavior of nanostructured  $\text{MnO}_2$  prepared by sonochemistry method, *Electrochim. Acta*, 52 (2007) 2806-2814.
- [12] Y.K. Zhou, B.L. He, F.B. Zhang, H.L. Li, Hydrous manganese oxide/carbon nanotube composite electrodes for electrochemical capacitors, *J. Solid State Electrochem.*, 8 (2004) 482-487.
- [13] L.L. Zhang, T. Wei, W. Wang, X.S. Zhao, Manganese oxide-carbon composite as supercapacitor electrode materials, *Micropor. Mesopor. Mater.*, 123 (2009) 260-267.
- [14] W. Wei, X. Cui, W. Chen, D.G. Ivey, Manganese oxide-based materials as electrochemical supercapacitor electrodes, *Chem. Soc. Rev.*, 40 (2011) 1697-1721.
- [15] C. Wei, C. Xu, B. Li, H. Du, D. Nan, F. Kang, Anomalous effect of K ions on electrochemical capacitance of amorphous  $\text{MnO}_2$ , *J. Power Sources*, 234 (2013) 1-7.

- [16] C. Wei, C. Xu, B. Li, H. Du, D. Nan, F. Kang, Anomalous effect of K ion on crystallinity and capacitance of the manganese dioxide, *J. Power Sources*, 225 (2013) 226-230.
- [17] G.-X. Wang, B.-L. Zhang, Z.-L. Yu, M.-Z. Qu, Manganese oxide/MWNTs composite electrodes for supercapacitors, *Solid State Ionics*, 176 (2005) 1169-1174.
- [18] G. Wang, L. Zhang, J. Zhang, A review of electrode materials for electrochemical supercapacitors, *Chem. Soc. Rev.*, 41 (2012) 797-828.
- [19] V. Subramanian, H. Zhu, B. Wei, Synthesis and electrochemical characterizations of amorphous manganese oxide and single walled carbon nanotube composites as supercapacitor electrode materials, *Electrochem. Commun.*, 8 (2006) 827-832.
- [20] V. Subramanian, H. Zhu, R. Vajtai, P.M. Ajayan, B. Wei, Hydrothermal synthesis and pseudocapacitance properties of  $\text{MnO}_2$  nanostructures, *J. Phys. Chem. B*, 109 (2005) 20207-20214.
- [21] P. Staiti, F. Lufrano, Study and optimisation of manganese oxide-based electrodes for electrochemical supercapacitors, *J. Power Sources*, 187 (2009) 284-289.
- [22] R.N. Reddy, R.G. Reddy, Synthesis and electrochemical characterization of amorphous  $\text{MnO}_2$  electrochemical capacitor electrode material, *J. Power Sources*, 132 (2004) 315-320.
- [23] R.N. Reddy, R.G. Reddy, Sol-gel  $\text{MnO}_2$  as an electrode material for electrochemical capacitors, *J. Power Sources*, 124 (2003) 330-337.
- [24] S.-B. Ma, Y.-H. Lee, K.-Y. Ahn, C.-M. Kim, K.-H. Oh, K.-B. Kim, Spontaneously Deposited Manganese Oxide on Acetylene Black in an Aqueous Potassium Permanganate Solution, *J. Electrochem. Soc.*, 153 (2006) C27.

- [25] H.Y. Lee, S.W. Kim, H.Y. Lee, Expansion of Active Site Area and Improvement of Kinetic Reversibility in Electrochemical Pseudocapacitor Electrode, *Electrochem. Solid-State Lett.*, 4 (2001) A19.
- [26] O. Ghodbane, J.L. Pascal, F. Favier, Microstructural effects on charge-storage properties in  $\text{MnO}_2$ -based electrochemical supercapacitors, *ACS Appl. Mater. Interfaces*, 1 (2009) 1130-1139.
- [27] T. Brousse, M. Toupin, R. Dugas, L. Athouël, O. Crosnier, D. Bélanger, Crystalline  $\text{MnO}_2$  as Possible Alternatives to Amorphous Compounds in Electrochemical Supercapacitors, *J. Electrochem. Soc.*, 153 (2006) A2171.
- [28] I.T. Kim, N. Kouda, N. Yoshimoto, M. Morita, Preparation and electrochemical analysis of electrodeposited  $\text{MnO}_2/\text{C}$  composite for advanced capacitor electrode, *J. Power Sources*, 298 (2015) 123-129.
- [29] H. Zhao, F. Liu, G. Han, Z. Liu, B. Liu, D. Fu, Y. Li, M. Li, Co-electrodeposition of  $\text{MnO}_2$ /graphene oxide coating on carbon paper from phosphate buffer and the capacitive properties, *J. Solid State Electrochem.*, 18 (2013) 553-559.
- [30] G. Zhao, J. Li, L. Jiang, H. Dong, X. Wang, W. Hu, Synthesizing  $\text{MnO}_2$  nanosheets from graphene oxide templates for high performance pseudosupercapacitors, *Chem. Sci.*, 3 (2012) 433-437.
- [31] F. Xiao, Y. Xu, Electrochemical co-deposition and characterization of  $\text{MnO}_2/\text{SWNT}$  composite for supercapacitor application, *J. Mater. Sci.*, 24 (2013) 1913-1920.
- [32] R. Ranjusha, A. Sreekumaran Nair, S. Ramakrishna, P. Anjali, K. Sujith, K.R.V. Subramanian, N. Sivakumar, T.N. Kim, S.V. Nair, A. Balakrishnan, Ultra fine  $\text{MnO}_2$  nanowire based high performance thin film rechargeable electrodes: Effect of surface morphology, electrolytes and concentrations, *J. Mater. Chem.*, 22 (2012) 20465-20471.



- [33] Y. Liu, D. Yan, Y. Li, Z. Wu, R. Zhuo, S. Li, J. Feng, J. Wang, P. Yan, Z. Geng, Manganese dioxide nanosheet arrays grown on graphene oxide as an advanced electrode material for supercapacitors, *Electrochim. Acta*, 117 (2014) 528-533.
- [34] Z. Lei, J. Zhang, X.S. Zhao, Ultrathin  $\text{MnO}_2$  nanofibers grown on graphitic carbon spheres as high-performance asymmetric supercapacitor electrodes, *J. Mater. Chem.*, 22 (2012) 153-160.
- [35] T. Bordjiba, D. Bélanger, Direct redox deposition of manganese oxide on multiscaled carbon nanotube/microfiber carbon electrode for electrochemical capacitor, *J. Electrochem. Soc.*, 156 (2009) A378-A384.
- [36] T. Bordjiba, D. Bélanger, Development of new nanocomposite based on nanosized-manganese oxide and carbon nanotubes for high performance electrochemical capacitors, *Electrochim. Acta*, 55 (2010) 3428-3433.
- [37] A. Gambou-Bosca, D. Bélanger, Chemical mapping and electrochemical performance of manganese dioxide/activated carbon based composite electrode for asymmetric electrochemical capacitor, *J. Electrochem. Soc.*, 162 (2015) A5115-A5123.
- [38] S. Devaraj, N. Munichandraiah, Effect of crystallographic structure of  $\text{MnO}_2$  on its electrochemical capacitance properties, *J. Phys. Chem. C*, 112 (2008) 4406-4417.
- [39] O. Ghodbane, J.L. Pascal, B. Fraisse, F. Favier, Structural in situ study of the thermal behavior of manganese dioxide materials: toward selected electrode materials for supercapacitors, *ACS Appl. Mater. Interfaces*, 2 (2010) 3493-3505.
- [40] O. Ghodbane, F. Ataherian, N.-L. Wu, F. Favier, In situ crystallographic investigations of charge storage mechanisms in  $\text{MnO}_2$ -based electrochemical capacitors, *J. Power Sources*, 206 (2012) 454-462.

- [41] D.P. Dubal, W.B. Kim, C.D. Lokhande, Surfactant assisted electrodeposition of  $\text{MnO}_2$  thin films: Improved supercapacitive properties, *J. Alloys Compd.*, 509 (2011) 10050-10054.
- [42] D.P. Dubal, D.S. Dhawale, T.P. Gujar, C.D. Lokhande, Effect of different modes of electrodeposition on supercapacitive properties of  $\text{MnO}_2$  thin films, *Appl. Surf. Sci.*, 257 (2011) 3378-3382.
- [43] S. Ching, I.J. Richter, K.A. Tutunjian, D.A. Kriz, Y. Kovic, Synthesis of highly monodisperse porous manganese oxide spheres using a butyric acid microemulsion, *Chem. Commun.*, 51 (2015) 1961-1964.
- [44] Y. Munaiah, B.G. Sundara Raj, T. Prem Kumar, P. Ragupathy, Facile synthesis of hollow sphere amorphous  $\text{MnO}_2$ : the formation mechanism, morphology and effect of a bivalent cation-containing electrolyte on its supercapacitive behavior, *J. Mater. Chem. A*, 1 (2013) 4300-4306.
- [45] H. Zhong Chi, S. Yin, H. Qin, K. Su, The preparation of  $\text{MnO}_2$  hollow spheres for electrochemical capacitor, *Mater. Lett.*, 162 (2016) 131-134.
- [46] X. Feng, Z. Yan, N. Chen, Y. Zhang, Y. Ma, X. Liu, Q. Fan, L. Wang, W. Huang, The synthesis of shape-controlled  $\text{MnO}_2$ /graphene composites via a facile one-step hydrothermal method and their application in supercapacitors, *J. Mater. Chem. A*, 1 (2013) 12818-12825.
- [47] S. Devaraj, N. Munichandraiah, Electrochemical supercapacitor studies of nanostructured  $\alpha\text{-MnO}_2$  synthesized by microemulsion method and the effect of annealing, *J. Electrochem. Soc.*, 154 (2007) A80-A88.
- [48] J. Fei, Y. Cui, X. Yan, W. Qi, Y. Yang, K. Wang, Q. He, J. Li, Controlled preparation of  $\text{MnO}_2$  hierarchical hollow nanostructures and their application in water treatment, *Adv. Mater.*, 20 (2008) 452-456.

- [49] X. He, M. Yang, P. Ni, Y. Li, Z.H. Liu, Rapid synthesis of hollow structured MnO<sub>2</sub> microspheres and their capacitance, *Colloids Surf. A*, 363 (2010) 64-70.
- [50] M. Xu, L. Kong, W. Zhou, H. Li, Hydrothermal synthesis and pseudocapacitance properties of  $\alpha$ -MnO<sub>2</sub> hollow spheres and hollow urchins, *J. Phys. Chem. C*, 111 (2007) 19141-19147.
- [51] X.Y. Zhang, L.Q. Han, C.Y. Wang, M.M. Chen, Double-shelled MnO<sub>2</sub> hollow spheres for supercapacitors, *Mater. Lett.*, 136 (2014) 78-80.
- [52] C. Ji, H. Ren, S. Yang, Control of manganese dioxide crystallographic structure in the redox reaction between graphene and permanganate ions and their electrochemical performance, *RSC Adv.*, 5 (2015) 21978-21987.
- [53] E. Raymundo-Piñero, V. Khomenko, E. Frackowiak, F. Béguin, Performance of manganese oxide/CNTs composites as electrode materials for electrochemical capacitors, *J. Electrochem. Soc.*, 152 (2005) A229-A235.
- [54] G. Lu, S. Qiu, H. Lv, Y. Fu, J. Liu, X. Li, Y.J. Bai, Li-ion storage performance of MnO nanoparticles coated with nitrogen-doped carbon derived from different carbon sources, *Electrochim. Acta*, 146 (2014) 249-256.
- [55] S.-R. Li, Y. Sun, S.-Y. Ge, Y. Qiao, Y.-M. Chen, I. Lieberwirth, Y. Yu, C.-H. Chen, A facile route to synthesize nano-MnO/C composites and their application in lithium ion batteries, *Chem. Eng. J.*, 192 (2012) 226-231.
- [56] C. Nickel, J. Angelstorf, R. Bienert, C. Burkart, S. Gabsch, S. Giebner, A. Haase, B. Hellack, H. Hollert, K. Hund-Rinke, D. Jungmann, H. Kaminski, A. Luch, H.M. Maes, A. Nogowski, M. Oetken, A. Schaeffer, A. Schiwy, K. Schlich, M. Stintz, F. Von Der Kammer, T.A.J. Kuhlbusch, Dynamic light-scattering measurement comparability of nanomaterial suspensions, *J. Nanopart. Res.*, 16 (2014).

- [57] J.S. Angelstorf, W. Ahlf, F. von der Kammer, S. Heise, Impact of particle size and light exposure on the effects of TiO<sub>2</sub> nanoparticles on *Caenorhabditis elegans*, *Environ. Toxicol. Chem.*, 33 (2014) 2288-2296.
- [58] G. Pognon, T. Brousse, D. Bélanger, Effect of molecular grafting on the pore size distribution and the double layer capacitance of activated carbon for electrochemical double layer capacitors, *Carbon*, 49 (2011) 1340-1348.
- [59] G. Mason, The effect of pore space connectivity on the hysteresis of capillary condensation in adsorption-desorption isotherms, *J. Colloid Interface Sci.*, 88 (1982) 36-46.
- [60] G. Mason, *Proc. R. Soc. A*, 390 (1983) 47-72.
- [61] H. Chen, J. He, Facile synthesis of monodisperse manganese oxide nanostructures and their application in water treatment, *J. Phys. Chem. C*, 112 (2008) 17540-17545.
- [62] H. Chen, J. He, C. Zhang, H. He, Self-assembly of novel mesoporous manganese oxide nanostructures and their application in oxidative decomposition of formaldehyde, *J. Phys. Chem. C*, 111 (2007) 18033-18038.
- [63] C. Xu, C. Wei, B. Li, F. Kang, Z. Guan, Charge storage mechanism of manganese dioxide for capacitor application: Effect of the mild electrolytes containing alkaline and alkaline-earth metal cations, *J. Power Sources*, 196 (2011) 7854-7859.
- [64] Y.U. Jeong, A. Manthiram, Nanocrystalline manganese oxides for electrochemical capacitors with neutral electrolytes, *J. Electrochem. Soc.*, 149 (2002) A1419-A1422.
- [65] N. Jipeng, L. Wencong, Z. Liangmiao, Y. Baohua, S. Xingfu, L. Yong, Low-Temperature synthesis of monodisperse 3D manganese oxide nanoflowers and their pseudocapacitance properties, *J. Phys. Chem. C*, 113 (2009) 54-60.

- [66] J. Zhu, J. He, Facile synthesis of graphene-wrapped honeycomb  $\text{MnO}_2$  nanospheres and their application in supercapacitors, *ACS Appl. Mater. Interfaces*, 4 (2012) 1770-1776.
- [67] T.M. Higgins, D. McAteer, J.C.M. Coelho, B.M. Sanchez, Z. Gholamvand, G. Moriarty, N. McEvoy, N.C. Berner, G.S. Duesberg, V. Nicolosi, J.N. Coleman, Effect of percolation on the capacitance of supercapacitor electrodes prepared from composites of manganese dioxide nanoplatelets and carbon nanotubes, *ACS Nano*, 8 (2014) 9567-9579.
- [68] S. Ardizzone, G. Fregonara, S. Trasatti, "Inner" and "outer" active surface of  $\text{RuO}_2$  electrodes, *Electrochim. Acta*, 35 (1990) 263-267.
- [69] M. Toupin, T. Brousse, D. Bélanger, Influence of microstructure on the charge storage properties of chemically synthesized manganese dioxide, *Chem. Mater.*, 14 (2002) 3946-3952.

#### 4.3 Supplementary data

##### 4.3.1 Experimental Section

**Synthesis of  $\text{MnO}_2$  materials**– Spherical manganese dioxide ( $\text{SMnO}_2$ ) particles were synthesized by microemulsion reaction in presence of butyric acid and 1-butanol. Particles size was controlled by the concentration of the aqueous potassium permanganate solution. Typically, 2, 8 and 20 mM  $\text{KMnO}_4$  solutions were used. Samples were named accordingly to the mean diameter measured by scanning electron microscopy (see manuscript). For comparison,  $\text{MnO}_2$  powder was also synthesized by precipitation as reported in the literature [3], and was called  $\text{PMnO}_2$ .

**Dynamic light-scattering characterization**– Since SEM is not one of the most accurate methods to estimate the particle size distribution, dynamic light scattering



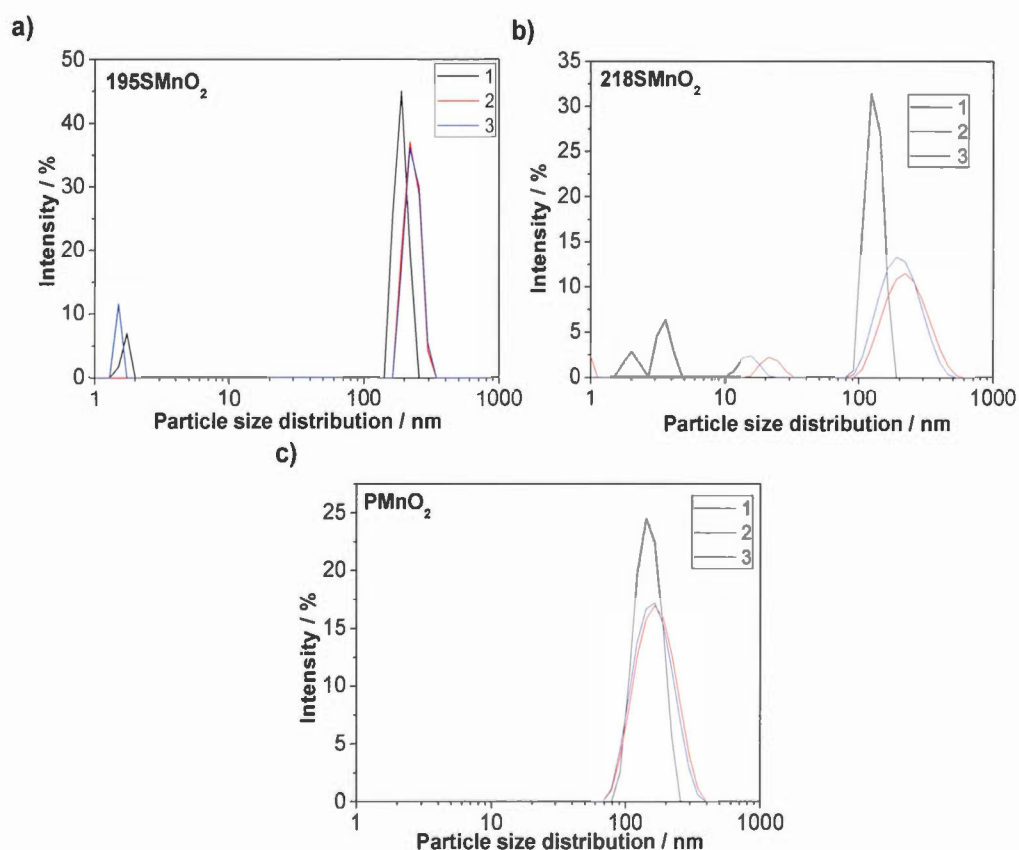
(DLS) was used as a complementary technique. The characterization comprised the determination of mean diameter; particle size distribution and poly-dispersity-index by DLS, using Malvern Zetasizer Nano S90. Two different sets of samples were prepared. In all cases, suspensions with  $1 \text{ g L}^{-1} \text{ MnO}_2$  were prepared in deionised water. Therefore, no stabilizing agent was used. Then, the suspension was sonicated using an ultrasonic bath (130 W, ultrasonic cleaner Branson 3510) for 1 h, prior characterization. In a first set of samples, 195SMnO<sub>2</sub>, 218SMnO<sub>2</sub> and control PMnO<sub>2</sub> particles were filtered onto polyethersulfone filter with a pore size of 0.45  $\mu\text{m}$ . Due to their large particles size observed in SEM, no particles were observed in DLS after filtration of the 451SMnO<sub>2</sub>, probably because all the particles remain onto the filter. Finally, in the second set, all suspensions were diluted 100 times prior to characterization.

#### 4.3.2 Supplementary figures and analysis

***DLS of filtered samples***– Due to the very low concentration after the filtration, long measurement time (~20 min) was needed to record the data. Thus, each curve represents the average distribution of 100 measurements and the data were recorded 3 times.

**Table S1. Mean particle diameter and polydispersity index (PDI) for MnO<sub>2</sub> suspensions filtered onto a polyethersulfone filter (0.45  $\mu$ m).**

Sample	Mean particle diameter (nm)			Average particle diameter (nm)	Poly-dispersity-index			Average PDI
	1	2	3		1	2	3	
195SMnO <sub>2</sub>	189	228	231	216	0.85	0.79	0.82	0.82
218SMnO <sub>2</sub>	195	211	234	213	0.59	0.7	0.63	0.66
451SMnO <sub>2</sub>	—	—	—	—	—	—	—	—
P MnO <sub>2</sub>	189	194	194	192	0.30	0.30	0.26	0.29

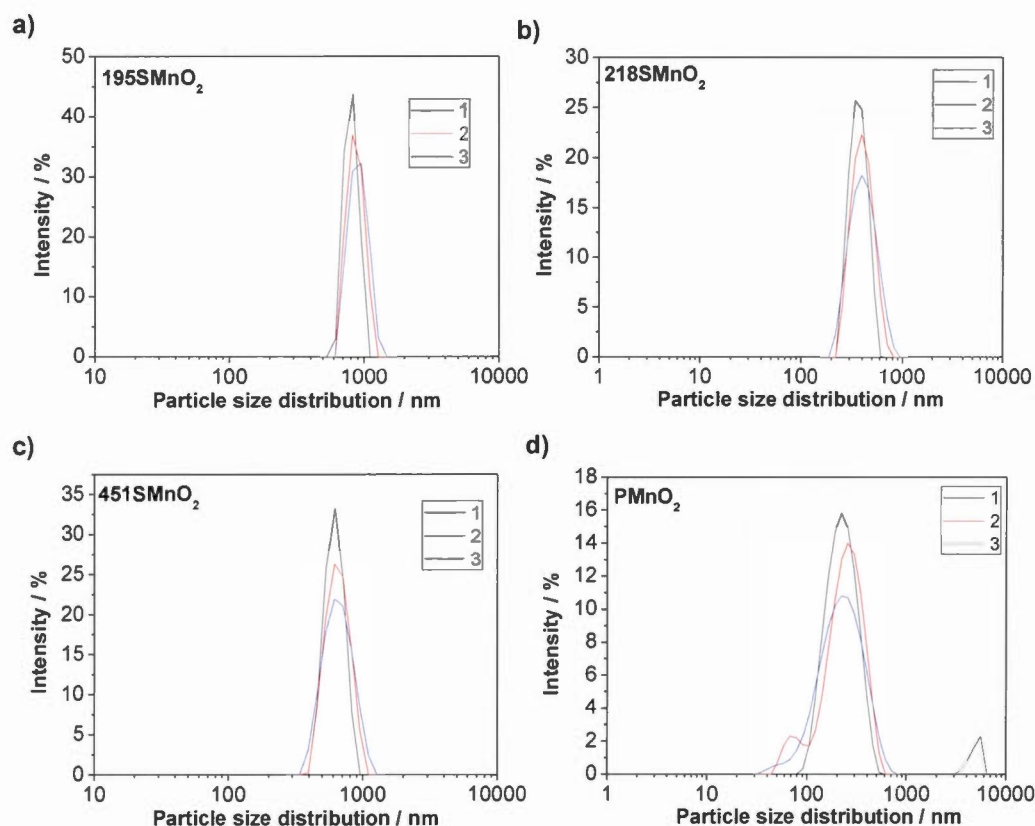


**Fig. S1. The scattering intensity-based particle size distribution of the DLS measurements of MnO<sub>2</sub> suspensions: a) 195SMnO<sub>2</sub>, b) 218SMnO<sub>2</sub> and c) PMnO<sub>2</sub>. Data were recorded 3 times. Each curve (1, 2 and 3) represents the average distribution of 100 measurements.**

**DLS of diluted samples**– Each curve represents the average distribution of 15 measurements and data were recorded 3 times.

**Table 2. Mean particle diameter and polydispersity index (PDI) for MnO<sub>2</sub> suspensions with a concentration of 10 mg L<sup>-1</sup>.**

Sample	Mean particle diameter (nm)			Average particle diameter (nm)	Poly-dispersity-index			Average PDI
	1	2	3		1	2	3	
195SMnO <sub>2</sub>	805	871	916	864	0.65	0.66	0.55	0.62
218SMnO <sub>2</sub>	412	424	373	403	0.20	0.24	0.27	0.24
451SMnO <sub>2</sub>	590	619	661	623	0.55	0.47	0.51	0.51
PMnO <sub>2</sub>	233	242	263	246	0.33	0.33	0.34	0.33



**Fig. S2. The scattering intensity-based particle size distribution of the DLS measurements of MnO<sub>2</sub> suspensions: a) 195SMnO<sub>2</sub>, b) 218SMnO<sub>2</sub> and c) PMnO<sub>2</sub>. Data were recorded 3 times. Each curve (1, 2 and 3) represents the average distribution of 15 measurements.**

#### 4.4 Conclusion sur le chapitre

Dans le chapitre I, nous avons démontré que les nanotubes de carbone constituaient le meilleur choix comme additif conducteur parmi la gamme de carbones conducteurs à notre disposition. Ce qui explique son utilisation dans la formulation des électrodes composites de cette étude.

L'idée principale de l'étude présentée dans ce chapitre était de voir si le contrôle d'un des paramètres structuraux des particules de dioxyde de manganèse aurait eu un effet sur son accessibilité électrochimique et conduit à une amélioration de son utilisation. Pour ce faire, des sphères uniformes ont été choisies pour la préparation des électrodes composites, qui ont ensuite été caractérisées par voltamétrie cyclique et spectroscopie d'impédance électrochimique.

La taille des sphères est dépendante de la concentration de  $\text{KMnO}_4$  utilisée au cours de la synthèse.<sup>163</sup> Il a été observé que la surface spécifique BET des sphères n'est pas reliée à la taille des particules. Les surfaces BET sont supérieures à  $200 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  et sont en accord avec les travaux de Ching *et al.*<sup>163</sup> Ces valeurs sont également supérieures à d'autres types de sphères nanostructurées rapportées dans la littérature.<sup>155, 160, 164-165</sup> Toutefois, elles sont systématiquement inférieures à la valeur obtenue ( $\approx 300 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ ) pour la synthèse de  $\text{MnO}_2$  par réaction de précipitation avec  $\text{KMnO}_4$  et  $\text{Mn}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ .<sup>15-16, 166</sup> La large surface spécifique est totalement dépendante de la porosité issue de l'agglomération des nanoplaquettes formant les sphères de  $\text{MnO}_2$ .

Les mesures de voltamétrie cyclique et d'impédance électrochimique ont montré qu'à basse vitesse de balayage, les performances électrochimiques des électrodes composites sont sensiblement identiques. Ceci suggère que la taille des particules de  $\text{MnO}_2$  n'a aucun effet sur les performances électrochimiques des électrodes composites d'épaisseur élevée. Les valeurs de capacités spécifiques

rapportées dans la littérature avec des sphères de quelques nanomètres à quelques microns de diamètre sont dans une gamme de 100 à 200 F g<sup>-1</sup>.<sup>155, 160, 164-165</sup> Ces observations peuvent être corrélées à celles faites dans l'article 1, où il a été mentionné que la totalité de l'épaisseur de l'électrode n'est pas électrochimiquement active.<sup>16</sup> Il avait été observé que l'ajout d'additif conducteur dans l'électrode permettait seulement d'élargir la fraction de MnO<sub>2</sub> électrochimiquement accessible proche du collecteur de courant. Le défi majeur reste donc la diffusion des charges (électronique et ionique) dans la masse des particules individuelles de MnO<sub>2</sub>.

La différence de rétention de capacité de 80 *versus* 66 % respectivement pour PMnO<sub>2</sub>-CNT-PTFE et 451SMnO<sub>2</sub>-CNT-PTFE à 100 mV s<sup>-1</sup> peut s'expliquer par une meilleure percolation en présence des nanotubes de carbone. Bien que la synthèse proposée par Lee et Goodenough conduit à une large distribution de taille de particules,<sup>15</sup> allant de quelques nanomètres à plusieurs microns pour les agglomérats (*cf.* tableau 4.1), la mesure DLS a révélé des particules possédant un diamètre moyen de l'ordre de 200 nm dans le cas de PMnO<sub>2</sub>. Ce qui nous pousse à croire que les faibles performances obtenues avec 451SMnO<sub>2</sub> résultent d'une plus faible surface de contact entre les particules de MnO<sub>2</sub> et le carbone.



## CHAPITRE V

### OPTIMISATION DE L'ÉLECTRODE COMPOSITE DIOXYDE DE MANGANESE-CARBONE-LIANT

#### 5.1 Introduction

Théoriquement, le dioxyde manganèse est caractérisé par une capacité spécifique supérieure à  $1000 \text{ F g}^{-1}$ , ce qui en plus de son faible coût et de son caractère vert pour l'environnement, en fait un matériau de choix comme substitut de l'oxyde de ruthénium dans les électrodes de supercondensateurs électrochimiques. Son plus grand désavantage est sa faible conductivité électronique et ionique. Précédemment, nous avons pu observer que l'utilisation d'un additif conducteur permettait d'améliorer les performances électrochimiques de  $\text{MnO}_2$ . Par contre, nous avons également vu que l'utilisation de  $\text{MnO}_2$  était limitée à son extrême surface ( $\approx 900 \text{ nm}$  à  $100 \text{ mV s}^{-1}$ ) et que les ions diffusaient dans une faible portion des particules de l'oxyde métallique proche de la surface ( $\approx 6,5 \mu\text{m}$  à  $2 \text{ mV s}^{-1}$ ).<sup>16</sup> Ceci conduit donc à 20 % d'utilisation du matériau actif, car une grande partie de  $\text{MnO}_2$  est électrochimiquement inaccessible.

Dans ce chapitre seront présentées différentes stratégies pour tenter d'améliorer l'utilisation électrochimique du dioxyde de manganèse. Les trois premières sections se focalisent sur l'accessibilité de l'électrolyte dans l'électrode composite et la dernière section consiste en l'enrobage de nanosphères de  $\text{MnO}_2$  par un revêtement de carbone. Les résultats obtenus seront discutés.

## 5.2 Effet du cation bivalent sur les performances électrochimiques

### 5.2.1 Introduction

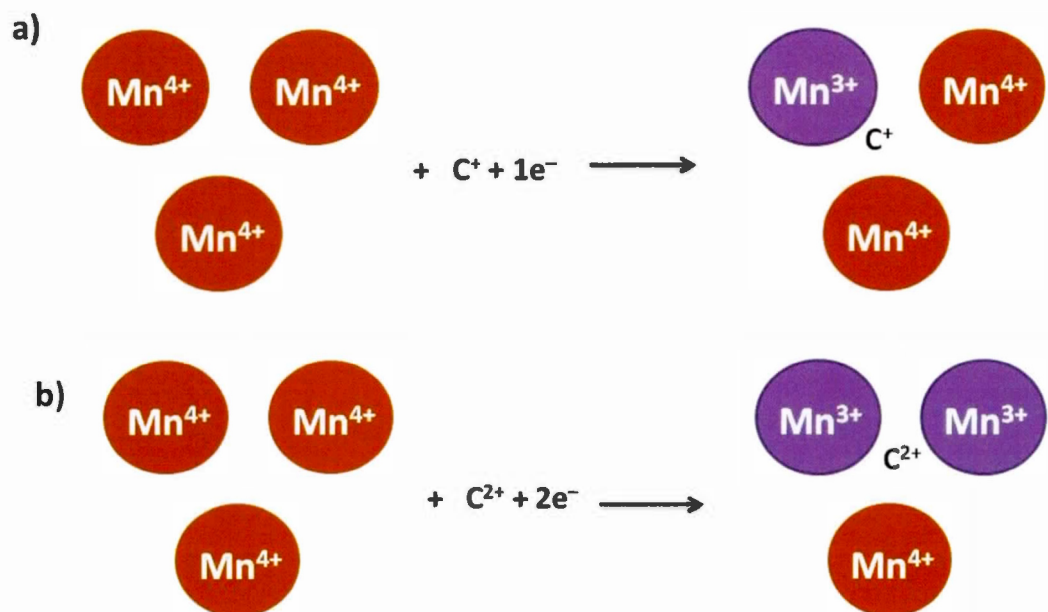
Dans les chapitres précédents, les électrodes composites ont été étudiées dans une solution de 0,65 M  $K_2SO_4$  comme électrolyte ; le sulfate de potassium étant l'état de l'art des électrolytes aqueux pour les dispositifs asymétriques carbone/ $MnO_2$ <sup>10, 78</sup>. Généralement, les performances capacitatives de l'oxyde de manganèse sont évaluées dans des électrolytes aqueux à pH neutre, contenant des cations alcalins monovalents tels que  $K^+$  et  $Na^+$ .<sup>15, 69, 78, 83-84, 92, 122, 155</sup> Il a été démontré, lors de la décharge de  $MnO_2$ , que la réduction de Mn (IV) vers Mn (III) survient avec une insertion simultanée d'un proton ( $H_3O^+$ ) et/ou l'insertion du cation ( $C^+$ ) à la surface de l'oxyde métallique donnant lieu à la formation de  $MnOOC$ .<sup>11, 89, 96</sup> L'utilisation électrochimique de  $MnO_2$  dans ces électrolytes est de 20 % de la capacité maximale, et suggère que l'accessibilité des cations est limitée à la surface des particules et que ces derniers diffusent très peu dans la masse de  $MnO_2$ .

Mosqueda *et al.* ont rapporté une capacité spécifique pour l'électrode composite de 145 F  $g^{-1}$  dans 5 M  $LiNO_3$  en comparaison à 122 F  $g^{-1}$  dans 0,7 M  $K_2SO_4$ .<sup>69</sup> L'augmentation de la capacité est attribuée à la grande solubilité et l'intercalation de  $Li^+$  dues à la taille du cation. De plus, la stabilité de cet électrolyte en fait un électrolyte de choix pour un dispositif asymétrique carbone/ $MnO_2$ . Athouël *et al.* ont également rapporté des performances intéressantes pour une électrode composite à base de  $MnO_2$  dans 5 M  $LiNO_3$ .<sup>128</sup>

D'autre part, de très bonnes performances électrochimiques ont été rapportées pour  $MnO_2$  dans des électrolytes contenant des cations bivalents et trivalents.<sup>167-172</sup> En 2009, Xu *et al.* ont rapporté des valeurs de capacités par gramme de  $MnO_2$  de 320, 314 et 281 F  $g^{-1}$  respectivement dans  $Mg(NO_3)_2$ ,  $Ca(NO_3)_2$  et  $Ba(NO_3)_2$ , et ont montré le potentiel de ces électrolytes pour les dispositifs asymétriques.<sup>172</sup> Plus tard, Kumar et Munichandraiah ont rapporté également une augmentation de la capacité de

l'électrode composite à base de  $\text{MnO}_2$  dans  $\text{La}(\text{NO}_3)_2$  qui serait due au fait que la valence du cation entraînerait une augmentation de la quantité de charges stockées, dans la mesure où le nombre de sites d'insertion est indépendant de la valence du cation.<sup>168</sup> Le schéma présenté à la figure 5.1 traduit cette idée. La figure 5.1a montre l'insertion d'un cation monovalent causée par le transfert d'un électron lors de la réduction simultanée de Mn (IV) vers Mn (III). En présence du cation bivalent, deux électrons sont simultanément transférés pour compenser l'insertion du cation à valence double (*cf.* figure 5.1b).

Cette section étudie les performances d'électrodes composites dans différents électrolytes. L'effet de la valence du cation sur l'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$  est également investigué et discuté.



**Figure 5.1** Schéma de l'insertion des cations, suivie de la réduction de Mn (IV) en Mn (III) a) cation monovalent  $\text{C}^+$  ( $\text{Li}^+$ ,  $\text{Na}^+$  et  $\text{K}^+$ ) et b) cation bivalent ( $\text{Ca}^{2+}$ ). D'après<sup>168</sup>.

### 5.2.2 Partie expérimentale

Les électrolytes 0,65 M  $K_2SO_4$ , 1 M  $Na_2SO_4$ , 5 M  $LiNO_3$ , 0,5 M  $LiNO_3$  et 0,5 M  $Ca(NO_3)_2$  ont été préparés par dissolution des sels correspondants (grade ACS) dans de l'eau Nanopure ( $18\text{ M}\Omega\text{ cm}^{-1}$ , Barnstead Thermo Scientific). Les mesures de conductivité ionique ont été effectuées à l'aide d'un conductimètre (conductivity meter CDM80) à 20 °C. La poudre de dioxyde de manganèse a été synthétisée selon la méthode proposée par Lee et Goodenough<sup>15</sup>, et a conduit à une structure faiblement cristalline. Un film composite est ensuite préparé par mélange mécanique de 60 mg  $MnO_2$ , 30 mg de noir d'acétylène (NA, Alfa Aesar) et 10 mg de liant (PTFE), avec quelques gouttes d'éthanol (ACS). Les électrodes d'épaisseur d'environ 100  $\mu\text{m}$  et de surface géométrique de 0,25  $\text{cm}^2$  ont ensuite été pressées dans un collecteur de courant en acier inoxydable. Les performances électrochimiques de ces électrodes dans les différents électrolytes ont été évaluées par voltamétrie cyclique (VC) et mesure de spectroscopie d'impédance électrochimique, à l'aide d'un potentiostat/galvanostat VMP3 contrôlé par le logiciel ECLab (BioLogic). La cellule utilisée est un montage à trois électrodes, avec comme électrode de travail, le film composite  $MnO_2$ -NA-PTFE (60 :30 :10) pressé dans une grille d'acier inoxydable, une électrode de référence Ag/AgCl et une grille de platine comme électrode auxiliaire. Les spectres d'impédance électrochimiques ont été également mesurés dans les différents électrolytes, avec une amplitude sinusoïdale de 10 mV, une variation de fréquence de 0,01 Hz à 100 KHz et des potentiels appliqués variant de 0,0 à 1,0 V vs Ag/AgCl.

### 5.2.3 Résultats et discussion

#### 5.2.3.1 Mesure de conductivité ionique

La conductivité ionique des différents électrolytes utilisés a été mesurée à 20 °C et est rapportée dans le tableau 1. Les concentrations initiales de  $K_2SO_4$ ,

$\text{Na}_2\text{SO}_4$  et  $\text{LiNO}_3$  ont été choisies proche de leur concentration de solubilité maximale qui est 0,7, 1,4 et 5,0 mol L<sup>-1</sup>, respectivement. Les valeurs de conductivité ionique mesurées pour 0,65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , 1 M  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  et 5 M  $\text{LiNO}_3$  sont en adéquation avec celles rapportées dans la littérature.<sup>69</sup> Le tableau 5.1 montre qu'au maximum de solubilité à 20 °C, la valeur de conductivité ionique la plus élevée est obtenue pour 5 M  $\text{LiNO}_3$ , dont la valeur est de 157 mS cm<sup>-1</sup>. Les valeurs de conductivité ionique pour 0,65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  et 1 M  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  sont respectivement 109 et 92 mS cm<sup>-1</sup>.<sup>69, 173</sup> Comme attendu, la conductivité ionique de  $\text{LiNO}_3$  diminue avec la concentration. Une valeur de 36 mS cm<sup>-1</sup> est mesurée pour 0,5 M  $\text{LiNO}_3$ . Bien que cet électrolyte possède la conductivité la plus élevée à concentration maximale, les cations  $\text{Li}^+$  sont caractérisés par une plus grosse taille (6 Å) une fois solvatés (*cf.* tableau 5.1.), ce qui pourrait être rédhibitoire à haute vitesse de cyclage. La solution aqueuse de nitrate de calcium, 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  a une conductivité ionique de 65 mS cm<sup>-1</sup>, et la taille des ions  $\text{Ca}^{2+}$  solvatés est de 5 Å.

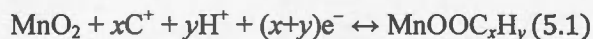
**Tableau 5.1 Valeurs de la taille des cations ( $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Li}^+$  et  $\text{Ca}^{2+}$ ), de concentrations et de conductivités ioniques pour différents électrolytes aqueux à 20 °C.**

Électrolyte	[X] (mol L <sup>-1</sup> )	Conductivité littéraire (mS cm <sup>-1</sup> )	Conductivité expérimentale (mS cm <sup>-1</sup> )	Taille du cation (Å)	
				Cristal	En solution aqueuse
$\text{K}_2\text{SO}_4$	0,65	120	109	1,38	3
$\text{Na}_2\text{SO}_4$	1,00	92	92	1,02	4
$\text{LiNO}_3$	5,00	200	157	0,69	6
	0,50	40	36		
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	0,50	—	65	0,99	5



### 5.2.3.2 Voltamétrie cyclique

Le comportement pseudocapacitif des électrodes composites  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  (60:30:10) dans les différents électrolytes a été étudié par voltamétrie cyclique. La figure 5.2 montre les différents voltamogrammes cycliques obtenus dans 0,65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , 1 M  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , 5 M  $\text{LiNO}_3$ , 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  et 0,65 M  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Les voltamogrammes cycliques présentés sont le 10<sup>e</sup> cycle qui correspond à une réponse électrochimique stable de l'électrode composite. Il est reconnu que les électrolytes à base de sulfate et de nitrate démontrent une bonne stabilité électrochimique à haut potentiel en comparaison des chlorures par exemple.<sup>69</sup> Les voltamogrammes cycliques obtenus en présence de cations monovalents ( $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$  et  $\text{Li}^+$ ) présentent une forme quasi rectangulaire typique du comportement pseudocapacitif de l'oxyde de manganèse (cf. figure 5.2a). Rappelons que dans les électrolytes aqueux, le mécanisme de stockage des charges des électrodes à base de dioxyde de manganèse repose sur les processus d'adsorption/désorption et/ou d'insertion/désinsertion des cations de l'électrolyte dans la masse de  $\text{MnO}_2$  selon la réaction suivante :<sup>10-11, 83</sup>



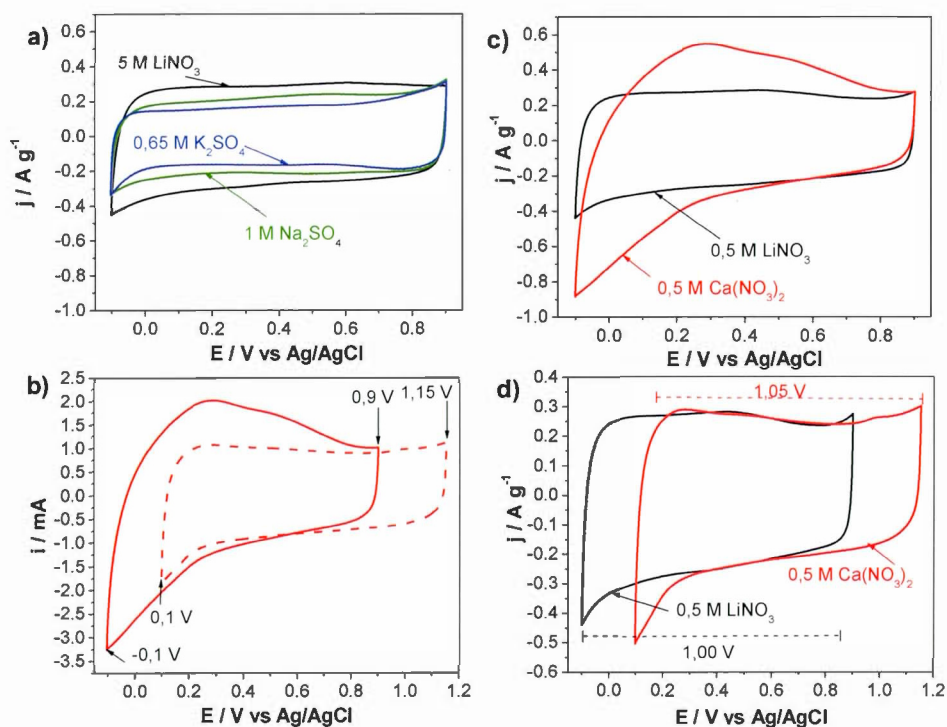
avec  $\text{C}^+$  représentant un cation alcalin. Ainsi, les faibles vagues observées sur le VC de  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  dans 5 M  $\text{LiNO}_3$  à environ 0,5 et 0,38 V respectivement durant l'oxydation et la réduction correspondraient à la désinsertion des ions  $\text{Li}^+$  occurrents lors de la charge et l'insertion durant la décharge.<sup>69</sup> Pour une plage de potentiel  $\Delta V = 1$  V, à  $2 \text{ mV s}^{-1}$ , la charge voltamétrique, qui correspond à l'aire du voltamogramme cyclique, est plus grande pour  $\text{LiNO}_3$  en comparaison à  $\text{K}_2\text{SO}_4$  et  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . La capacité spécifique de l'électrode composite est supérieure dans 5 M  $\text{LiNO}_3$ . Ces observations sont en adéquation avec la littérature.<sup>69, 128</sup> Par ailleurs, il a été rapporté que malgré la faible solvation des cations  $\text{K}^+$  et  $\text{Na}^+$  en comparaison à  $\text{Li}^+$  qui conduit à des plus petites tailles pour  $\text{K}^+$  et  $\text{Na}^+$  (cf. tableau 5.1),  $\text{Li}^+$  s'insère plus facilement dans la structure de  $\text{MnO}_2$ ; probablement dû à la perte de sa sphère de solvation qui

survient avant l'insertion.<sup>69, 174-176</sup> L'écart entre les voltamogrammes cycliques peut donc s'expliquer par une intercalation favorable des ions  $\text{Li}^+$  en comparaison des ions  $\text{K}^+$  et  $\text{Na}^+$  et d'autre part par la conductivité ionique élevée de la solution 5 M  $\text{LiNO}_3$  (cf. tableau 5.1).

La figure 5.2b présente le voltamogramme cyclique à  $2 \text{ mV s}^{-1}$  de l'électrode composite  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  (60 :30 :10) dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  pour deux fenêtres de potentiel différentes, soit en trait plein (-0,1 à 0,9 V) et en pointillés (0,1 à 1,15 V). Lorsque l'électrode est cyclée entre -0,1 et 0,9 V, il est possible d'observer l'apparition de vagues redox. La vague cathodique qui débute à environ 0,1 V correspond probablement au début de la réduction de  $\text{Mn(III)}$  vers  $\text{Mn(II)}$  par formation de  $\text{Mn(OH)}_2$ .<sup>169</sup> Deux vagues anodiques sont observées à 0,3 et 0,58 V qui pourraient être associées à la désorption des protons de  $\text{Mn(OH)}_2$  et de  $\text{MnOOH}$  successivement, puis la désinsertion de  $\text{Ca}^{2+}$  lors de la charge, respectivement. Dans ce cas, le stockage des charges a une contribution faradique. Lorsque l'électrode est cyclée sur une fenêtre plus positive (0,1 à 1,15 V), le voltamogramme obtenu est quasi rectangulaire et donc typique du comportement pseudocapacitif de  $\text{MnO}_2$ .<sup>168</sup> Il y a donc une insertion rapide et réversible de  $\text{Ca}^{2+}$  dans la structure du manganèse, donnant lieu à un voltamogramme quasi rectangulaire. La limite positive de 1,15 V a été choisie avant le début de la zone d'évolution de l'oxygène. La large fenêtre de 1,05 V obtenue ici pour une électrode composite à base de  $\text{MnO}_2$  serait intéressante pour l'utilisation de cet électrolyte dans les supercondensateurs asymétriques carbone/ $\text{MnO}_2$ . D'ailleurs, Xu et *al.* ont rapporté une densité d'énergie de  $21 \text{ Wh kg}^{-1}$  à  $0,3 \text{ A g}^{-1}$  pour un système asymétrique carbone/ $\text{MnO}_2$ .<sup>172</sup> Il faut tout de même noter que l'électrode de  $\text{MnO}_2$  a été utilisée sur une plage de potentiel de -0,1 à 1 V dans leur étude.

Les figures 5.2c et d comparent la réponse électrochimique de l'électrode composite dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  et 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  à  $2 \text{ mV s}^{-1}$ . Comme attendu, le

voltamogramme cyclique conserve sa forme quasi rectangulaire dans 0,5 M  $\text{LiNO}_3$ . Les voltamogrammes cycliques dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  sont présentés pour les différentes gammes de stabilité de potentiel. La forme des voltamogrammes cycliques est très similaire dans  $\text{LiNO}_3$  et  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  lorsque l'électrode est cyclée entre 0,1 et 1,15 V en présence du cation bivalent ( $\text{Ca}^{2+}$ ) (cf. figure 5.2d). La charge voltamétrique est quasiment identique pour les électrodes dans les différents électrolytes à la figure 5.2d. Contrairement à la figure 5.2d, plus de charges sera stocké en raison de la contribution faradique dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  (cf. figure 5.2c).



**Figure 5.2** Voltamogrammes cycliques à  $2 \text{ mV s}^{-1}$  de  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  (60 :30 :10) dans : a) 5 M  $\text{LiNO}_3$ , 1 M  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  et 0,65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  ; b) 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  et 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ °; c) 0,5  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  ; et d) 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  et 0,5 M  $\text{LiNO}_3$ .

La capacité d'une électrode est calculée d'après :

$$C = \frac{Q}{m\Delta V} \quad (5.2)$$

avec  $C$  la capacité en  $F\ g^{-1}$ ,  $Q$  la charge cathodique en  $C$ ,  $\Delta V$  la fenêtre de potentiel et  $m$  la masse de l'électrode. La capacité par masse de matière active est calculée d'après :

$$C_{MnO_2} = \frac{C - yC_{NA}}{x} \quad (5.3)$$

avec  $C_{MnO_2}$  la capacité de l'oxyde métallique en  $F\ g^{-1}$ ,  $C_{NA}$  la capacité du noir d'acétylène qui est entre 5 et 7  $F\ g^{-1}$  dans  $LiNO_3$ ,  $K_2SO_4$  et  $Na_2SO_4$  et 10  $F\ g^{-1}$  dans  $Ca(NO_3)_2$ ;  $x$  et  $y$  étant respectivement les pourcentages massiques de  $MnO_2$  et NA. Les valeurs de capacité spécifiques répertoriées au tableau 5.2 et tracées en fonction de la vitesse de balayage à la figure 5.3. Le tableau 5.2 donne les valeurs de capacité spécifique à 2 et 100  $mV\ s^{-1}$  pour l'électrode ( $C$ ) et également par masse de matière active ( $C_{MnO_2}$ ), ainsi que la rétention de capacité à 100  $mV\ s^{-1}$ .

**Tableau 5.2 Capacités spécifiques de l'électrode composite dans différents électrolytes.**

MnO <sub>2</sub> -NA-PTFE (60:30:10)							
Électrolyte	Concentration (mol L <sup>-1</sup> )	Potentiel (V vs Ag/AgCl)	C à 2 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> )	C à 100 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> )	Rétention de C entre 2 et 100 mV s <sup>-1</sup> (%)	C <sub>MnO<sub>2</sub></sub> * à 2 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> )	C <sub>MnO<sub>2</sub></sub> * à 100 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> )
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,65	-0,1-0,9	103	49	48	169	79
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1,00	-0,1-0,9	112	41	37	183	67
LiNO <sub>3</sub>	5,00	-0,1-0,9	136	47	35	224	76
LiNO <sub>3</sub>	0,50	-0,1-0,9	126	57	45	210	94
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	0,50	-0,1-0,9	187	63	34	311	104
		+0,1-1,15	123	55	45	204	91

*C<sub>MnO<sub>2</sub></sub>*\* calculée par masse de matière active.

Comme attendu la capacité spécifique diminue avec la vitesse de balayage dans les différents électrolytes (figures 5.31a à f). En raison de la faible conductivité ionique et électronique de MnO<sub>2</sub>, la diffusion des ions dans la porosité de l'électrode composite est limitée et la quantité de charges diminue subséquemment à haute vitesse de balayage.

La figure 5.3a compare les capacités des électrodes dans les électrolytes à leur maximum de solubilité. La capacité la plus élevée est obtenue avec 5 M LiNO<sub>3</sub> entre 2 et 50 mV s<sup>-1</sup> (cf. figure 5.3a). À 2 mV s<sup>-1</sup> les capacités pour l'électrode composite sont 103, 112 et 136 F g<sup>-1</sup> respectivement dans 0,65 M K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 1 M Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> et 5 M LiNO<sub>3</sub> (cf. tableau 5.2). Ces valeurs de capacités spécifiques sont en accord avec celles rapportées par Mosqueda *et al.*,<sup>69</sup> bien que légèrement plus faibles. La légère différence observée avec la littérature<sup>69</sup> est probablement due aux erreurs de mesures expérimentales. Au-delà de 50 mV s<sup>-1</sup>, la perte de capacité de l'électrode enregistrée dans 5 M LiNO<sub>3</sub> (65 %) est plus grande que 0,65 M K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (cf. tableau 5.2), possiblement en raison de la grande taille des cations solvatés Li<sup>+</sup> par rapport aux



ions  $K^+$  (cf. tableau 5.1). Bien qu'à faible vitesse de balayage  $Li^+$  perdrait sa sphère de solvation pour favoriser son insertion dans la structure de l'oxyde de manganèse,<sup>175</sup> cela n'est probablement pas le cas à haute vitesse de balayage.

Le profil d'évolution des capacités spécifiques  $C_{MnO_2}$  par masse de  $MnO_2$  de l'électrode en fonction de la vitesse de balayage pour les trois électrolytes est rapporté à la figure 5.3b et est identique à celui par masse totale de l'électrode composite (cf. figure 5.3a). En effet, la contribution associée à la capacité de double couche  $C_{NA}$  du noir de carbone utilisé comme additif conducteur est très négligeable. Indépendamment de l'électrolyte, la conductivité électronique est la même d'une électrode à l'autre. Ainsi, l'accessibilité électrochimique du  $MnO_2$  dans l'électrode composite est uniquement affectée par la diffusion des ions de l'électrolyte à la surface du dioxyde de manganèse. Une valeur de  $224 \text{ F g}^{-1}$  (cf. tableau 5.2) a été trouvée pour  $C_{MnO_2}$  dans 5 M  $LiNO_3$ , supérieure aux capacités spécifiques dans 0,65 M  $K_2SO_4$  et 1 M  $Na_2SO_4$  en raison de la grande conductivité de  $Li^+$  et de son insertion favorisée à basse vitesse de balayage.<sup>69</sup> Néanmoins, ces valeurs restent dans la gamme de 20 % d'utilisation électrochimique de  $MnO_2$ , comme il est largement rapporté dans la littérature pour les électrodes composites à base de poudres de  $MnO_2$ .<sup>9, 12, 83</sup>

Les figures 5.3c à f comparent l'évolution de la capacité spécifique calculée pour l'électrode composite et aussi calculée par masse de  $MnO_2$ , dans 0,5 M  $LiNO_3$  et 0,5 M  $Ca(NO_3)_2$ . Les valeurs de capacités spécifiques sont également rapportées dans le tableau 5.2.

Une première série de mesure a été réalisée dans une même gamme de potentiel pour les deux électrolytes, soit entre -0,1 et 0,9 V. Comme attendue, la capacité spécifique dans les deux électrolytes diminue avec la vitesse de balayage. À basse vitesse de balayage la capacité spécifique dans 0,5 M  $Ca(NO_3)_2$  est largement supérieure à celle dans 0,5 M  $LiNO_3$ , les valeurs calculées pour l'électrode composite

étant respectivement 187 et 126 F g<sup>-1</sup>. Cette différence de capacité provient de la contribution faradique observée sur les voltamogrammes cycliques dans 0,5 M Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> en comparaison à l'électrolyte 0,5 M LiNO<sub>3</sub> (cf. figure 5.2c). La conductivité ionique étant très proche entre les deux électrolytes, elle ne devrait pas affecter la capacité spécifique, il en est de même pour la taille des cations solvatés (cf. tableau 5.1).

L'utilisation électrochimique de l'oxyde métallique en présence du cation bivalent a été évaluée en calculant la capacité par masse de MnO<sub>2</sub> ( $C_{\text{MnO}_2}$ ). La figure 5.3d compare l'évolution de  $C_{\text{MnO}_2}$  entre 2 et 200 mV s<sup>-1</sup> dans les deux électrolytes. Une valeur de 310 F g<sup>-1</sup> a donc été obtenue dans 0,5 M Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> (cf. tableau 5.2). Xu *et al.* ont étudié les performances électrochimiques de MnO<sub>2</sub> en utilisant des électrolytes contenant différents cations bivalents (Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup> et Ba<sup>2+</sup>) et les comparent à celles obtenues dans NaNO<sub>3</sub>. Similairement, les auteurs trouvent des valeurs supérieures dans Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> et attribuent la différence observée à Ca<sup>2+</sup>.<sup>171-172</sup> Ils rapportent une valeur de 320 F g<sup>-1</sup> à 2 mV s<sup>-1</sup> pour une électrode composite MnO<sub>2</sub>-NA-PTFE (60 :30 :10) dans 0,1 M Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>.<sup>172</sup> À priori, la valeur de capacité spécifique mesurée pour MnO<sub>2</sub> dans notre étude est très proche de celle de la littérature<sup>171-172</sup>. Cependant, il faut noter que les auteurs rapportent cette valeur pour une plage de potentiel comprise entre 0,1 et 0,7 V vs SCE.

Plus tard, une étude similaire de Kumar et Munichandraiah a également attribué l'augmentation de capacité à l'insertion des cations bivalents dans la structure de MnO<sub>2</sub> amorphe.<sup>168</sup> Les performances électrochimiques de l'électrode composite MnO<sub>2</sub>-C-PTFE (70 :20 :10) ont été évaluées sur une fenêtre de stabilité de 0,2 à 1,0 V vs SCE avec 0,1 M Mg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> comme électrolyte. Une capacité  $C_{\text{MnO}_2}$  de 211 F g<sup>-1</sup> est rapportée comparativement à 325 F g<sup>-1</sup> par Xu *et al.*<sup>172</sup> pour le même électrolyte.

Le mécanisme de stockage des charges est principalement dominé par l'insertion des cations à la surface des particules de  $\text{MnO}_2$ , en raison du caractère amorphe de l'oxyde métallique.<sup>168</sup> Ce qui signifie qu'à l'arrivée des cations à la surface des particules de l'oxyde, ceux-ci se concentrent à la surface, mais ne diffusent pas dans la masse de  $\text{MnO}_2$ , d'où le large écart des valeurs de capacités obtenues expérimentalement avec la valeur théorique pour  $\text{MnO}_2$ .

D'après les auteurs, en assumant que le nombre de sites disponibles pour l'insertion des cations reste inchangé indépendamment de la valence des cations, l'insertion d'un cation bivalent va pouvoir contrebalancer simultanément le gain de deux électrons lors de la réduction de Mn (IV) en Mn (III) en comparaison au cation monovalent.<sup>168</sup> Finalement, à concentration égale entre un électrolyte comportant des cations monovalents ou bivalents, la quantité de charges stockées devrait doubler dans le voisinage des sites d'adsorption des cations bivalents (*cf.* figure 5.1b). Ce qui expliquerait en partie l'augmentation de capacité. Cependant, la différence de capacités spécifiques mesurées en présence de  $\text{Mg}^{2+}$  et  $\text{Na}^+$  n'est pas doublée dans leur étude.<sup>168, 171-172</sup>

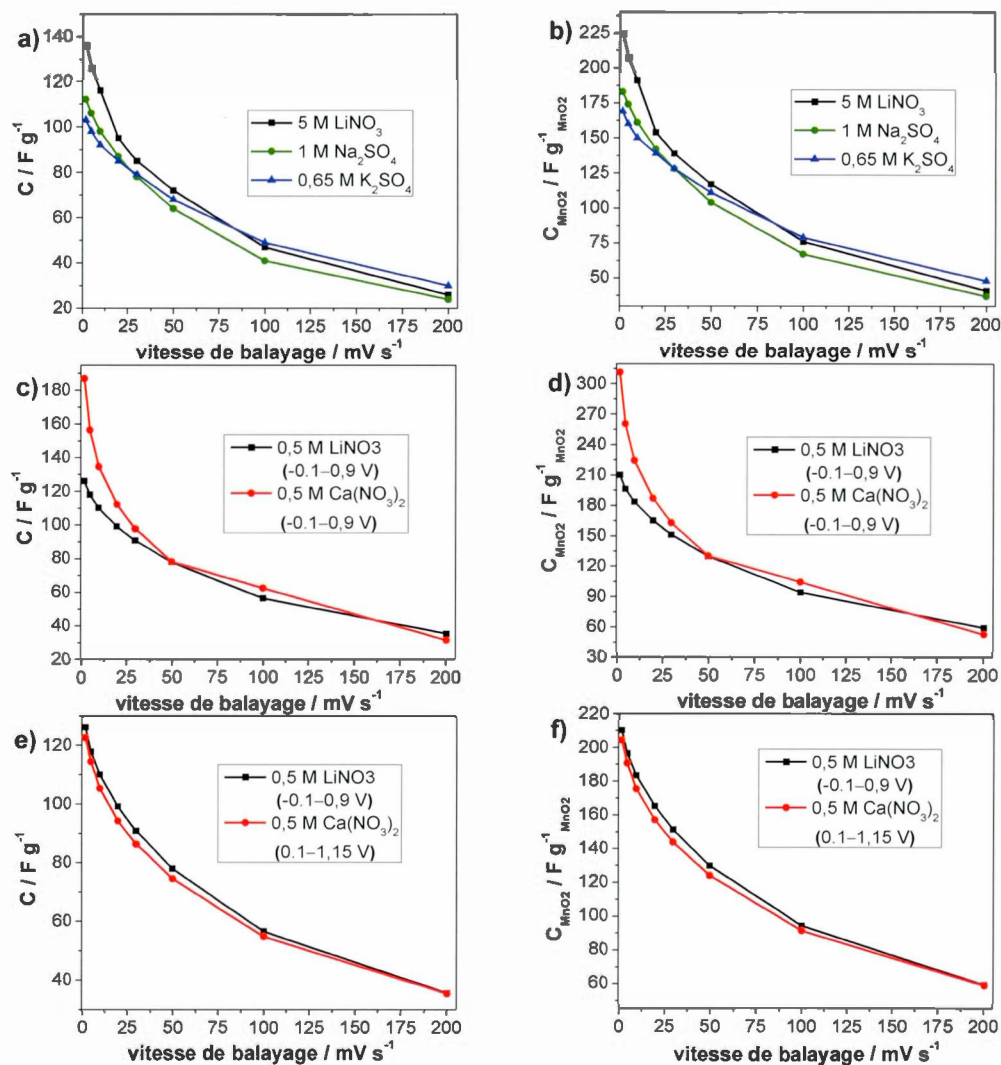
Dans la mesure où l'électrode composite  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  (60 :30 :10) démontre un comportement pseudocapacitif sur une plage de potentiel comprise entre 0,1 et 1,15 V dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , une seconde mesure de l'évolution de la capacité spécifique en fonction de la vitesse de balayage a été réalisée dans ces conditions. Les capacités obtenues dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  sont comparées à celles résultantes de l'étude voltamétrique dans 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  entre -0,1 et 0,9 V et sont présentées aux figures 5.3e et f, et également dans le tableau 5.2.

Premièrement, la valeur de  $204 \text{ F g}^{-1}$  pour  $C_{\text{MnO}_2}$  dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  entre 0,1 et 1,15 V est du même ordre de grandeur que la valeur rapportée par Kumar et Munichandraiah pour leur électrode composite à base de  $\text{MnO}_2$  amorphe dans 0,1 M  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  sur la plage de potentiel d'un comportement pseudocapacitif typique.<sup>168</sup>

De plus, l'écart entre les capacités spécifiques mesurées en présence de  $\text{Ca}^{2+}$  et de  $\text{Na}^+$  dans notre étude, est en accord avec celui mesuré entre  $\text{Mg}^{2+}$  et  $\text{Na}^+$  dans les travaux de Kumar et Munichandraiah.

Deuxièmement les courbes de l'évolution de la capacité en fonction de la vitesse de balayage dans 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  et 0,5 M  $\text{Ca(NO}_3)_2$  sont présentées à la figure 5.3e et f. De façon intéressante, les deux courbes sont presque impeccablement superposées (cf. figure 5.3e et f). En effet, les valeurs de capacités obtenues sont similaires à basse et haute vitesse de balayage (cf. tableau 5.2), soit 210 et 204  $\text{F g}^{-1}$  respectivement dans 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  et 0,5 M  $\text{Ca(NO}_3)_2$  à  $2 \text{ mV s}^{-1}$  pour  $C_{\text{MnO}_2}$ . À  $100 \text{ mV s}^{-1}$ , elles sont respectivement 94 et 91  $\text{F g}^{-1}$ .

Finalement, à conductivité ionique et taille des cations identiques, la valence du cation ne semble pas avoir d'effet sur l'utilisation électrochimique de l'oxyde de manganèse comme démontré par les valeurs de capacités spécifiques et de rétention de la capacité à  $100 \text{ mV s}^{-1}$  similaires, mesurées dans 0,5 M  $\text{Ca(NO}_3)_2$  et 0.5 M  $\text{LiNO}_3$ . Cela est vrai uniquement lorsque l'électrode présente un comportement pseudocapacitif dans la zone de stabilité de potentiel dans les différents électrolytes (cf. figure 5.2d). Ainsi, à la surface de l'oxyde métallique, c'est le nombre de sites actifs pour la réduction de Mn (IV) en Mn (III) qui est limitant et celui-ci est invariant quelque soit la nature du cation. La différence des valeurs de capacité spécifique va dépendre de la facilité à laquelle le cation diffusera dans la masse de  $\text{MnO}_2$ . Néanmoins, la capacité spécifique  $C_{\text{MnO}_2}$  la plus élevée est de  $310 \text{ F g}^{-1}$ , obtenue dans 0,5 M  $\text{Ca(NO}_3)_2$  entre -0,1 et 0,9 V vs Ag/AgCl.



**Figure 5.3** Évolution de la capacité spécifique dans différents électrolytes (a, c et e) pour l'électrode composite MnO<sub>2</sub>-NA-PTFE et (b, d et f) par masse de matière active C<sub>MnO2</sub>.



### 5.2.3.3 Spectroscopie d'impédance électrochimique

La figure 5.4 représente les diagrammes de Nyquist de l'électrode composite  $\text{MnO}_2$ -NA-PTFE dans les différents électrolytes qui montrent la même forme, à savoir un demi-cercle dans la région des hautes fréquences, et une remontée linéaire à basse fréquence. Le traitement des spectres d'impédance s'est fait en considérant le circuit RC équivalent de Randles (voir chapitre II).

La résistance interne  $R_s$  et la résistance de transfert de charge  $R_{tc}$ , obtenus à partir des diagrammes de Nyquist sont rapportées dans le tableau 5.3 pour les différents électrolytes. Il y a très peu de variation au niveau de  $R_s$  entre les différents électrolytes (1,1  $\Omega$ ) comme démontré dans le tableau 5.3. La variation de  $R_{tc}$  pour les différents électrolytes est cohérente avec les observations faites dans la littérature.<sup>171</sup> Il est donc attendu que la résistance de transfert de charge augmente avec la taille du cation solvaté. Cependant pour 5 M  $\text{LiNO}_3$  c'est l'inverse qui est observé. En effet,  $R_{tc}$  est plus faible dans 5 M  $\text{LiNO}_3$  bien que dans cette étude la taille des cations  $\text{Li}^+$  est la plus grande. Cela pourrait s'expliquer par l'insertion favorisée des  $\text{Li}^+$  dans  $\text{MnO}_2$  après avoir perdu leur sphère de solvation. Dans ce cas, cette hypothèse est en contradiction avec les mesures effectuées dans 0,5 M  $\text{LiNO}_3$ .

Les figures 5.4a et 5.4b comparent les spectres d'impédance électrochimique obtenus respectivement dans 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  et dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , pour des potentiels appliqués de 0,0 ; 0,4 ; 0,8 ; 0,9 et 1,0 V. Dans le cas de 0,5 M  $\text{LiNO}_3$ , les diagrammes de Nyquist sont similaires au niveau de la forme pour les différents potentiels, avec des résistances de transfert de charge similaires pour les potentiels allant de 0,4 à 1,0 V. La droite observée dans la région des basses fréquences est typique d'une remontée capacitive. La légère déviation de l'angle de 90° théorique résulte de la large distribution de la taille des pores de l'électrode composite (cf. figure 5.4a).<sup>177</sup> À 0,0 V, il s'agit de la limite négative de la fenêtre de stabilité de  $\text{MnO}_2$  dans 0,5 M  $\text{LiNO}_3$ , d'où il est possible d'observer une augmentation de  $R_{tc}$ .

Dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , les diagrammes de Nyquist sont relativement similaires (cf. figure 5.4b), excepté pour 0,0 V où la pente de la droite dans la région des basses fréquences est plus proche de  $45^\circ$  que de  $90^\circ$ . On se rapproche donc d'une diffusion de Warburg. Il s'agirait possiblement d'une réaction faradique, comme le montre le voltamogramme cyclique lorsque l'électrode est cyclée entre -0,1 et 0,9 V (cf. figure 5.2b).

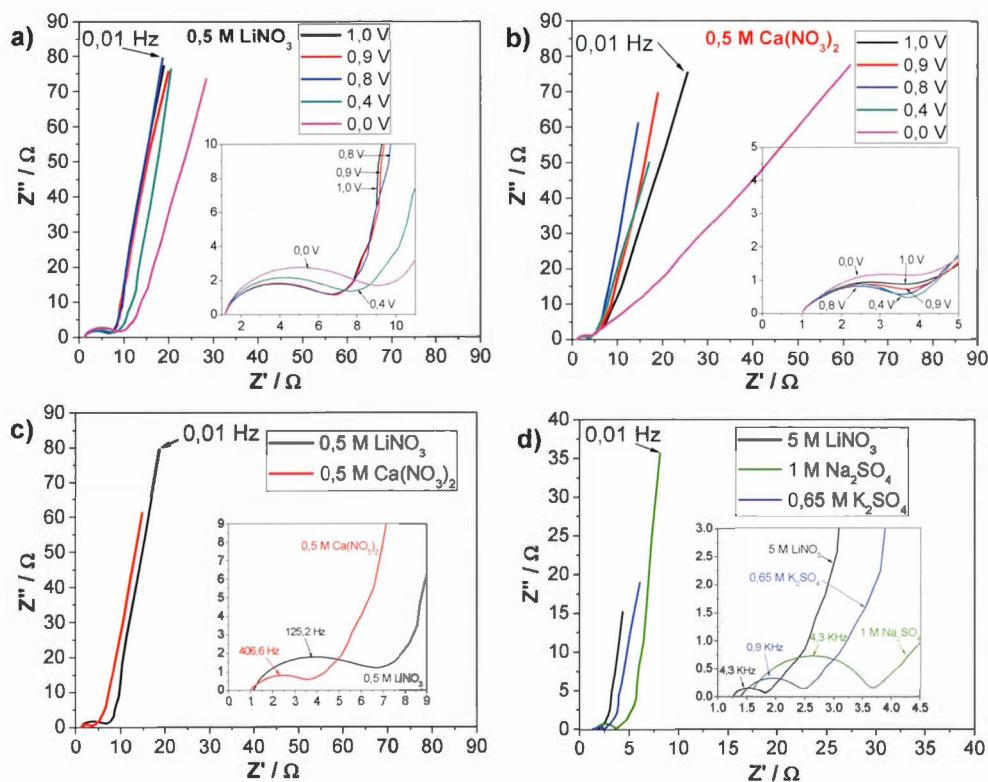
Les figures 5.4c et d comparent les diagrammes de Nyquist enregistrés pour un potentiel appliqué de 0,4 V vs Ag/AgCl dans les différents électrolytes. Les diagrammes sont typiques de matériaux pseudocapacitifs.

**Tableau 5.3 Valeurs calculées de  $R_s$ ,  $R_{tc}$ ,  $C_{dl}$  et  $C_s$  à partir des courbes de Nyquist.**

Électrolyte	Concentration (mol L <sup>-1</sup> )	Potentiel (V vs Ag/AgCl)	MnO <sub>2</sub> -NA-PTFE (60:30:10)				$C_{dl}$ (mF)	$C_s$ (F g <sup>-1</sup> )
			$R_s$	( $\Omega$ )	$R_{tc}$	( $\Omega$ )		
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,65	0,4	1,4		2,1		0,09	108
Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1,00	0,4	1,6		2,1		0,02	106
LiNO <sub>3</sub>	5,00	0,4	1,2		0,6		0,06	139
LiNO <sub>3</sub>	0,50	0,4	1,1		6,7		0,19	100
		0,8	1,1		5,6		0,23	105
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	0,50	0,4	1,0		2,7		0,10	140
		0,8	1,0		2,5		0,16	103

Les valeurs de capacités de double couche  $C_{dl}$  pour l'électrode composite sont données dans le tableau 5.3. Ces valeurs sont plus faibles que celles rapportées dans la littérature.<sup>171-172</sup> Les valeurs à 0,4 V entre les différents électrolytes sont du même ordre de grandeur sauf pour 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  et 1 M  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . En l'absence de corrélation entre ces valeurs, il est difficile de tirer une conclusion sur l'effet des cations sur la capacité de double couche évaluée ici. Par ailleurs, ces valeurs ne tiennent pas compte de la surface réelle des électrodes, ce qui rend d'autant plus difficile la comparaison avec la valeur théorique de la capacité de double couche qui est de  $20 \mu\text{F cm}^{-2}$ .

Typiquement, les valeurs de  $C_s$  sont en adéquation avec les valeurs de capacités spécifiques mesurées à partir des voltamogrammes cycliques pour l'électrode composite ; bien que plus faibles avec la spectroscopie d'impédance. Parmi les trois électrolytes de concentration équivalant à la solubilité maximale, la capacité la plus élevée est obtenue avec 5 M  $\text{LiNO}_3$  ( $139 \text{ F g}^{-1}$ ). Ce qui concorde avec la voltamétrie cyclique. Pour 0,5 M  $\text{LiNO}_3$ , la capacité reste quasi identique ( $100 \text{ F g}^{-1}$ ) à 0,4 et 0,8 V vs Ag/AgCl caractéristique de l'évolution linéaire de la charge avec le potentiel pour un comportement pseudocapacitif. Cependant pour 0,5 M  $\text{Ca(NO}_3)_2$ , les valeurs de capacités sont différentes à des potentiels de 0,4 V ( $140 \text{ F g}^{-1}$ ) et 0,8 V ( $103 \text{ F g}^{-1}$ ). À 0,4 V, cette valeur concorde avec la capacité gravimétrique obtenue par voltamétrie cyclique lorsque l'électrode est cyclée entre -0,1 et 0,9 V dans 0,5 M  $\text{Ca(NO}_3)_2$ .



**Figure 5.4** Diagrammes de Nyquist de  $\text{MnO}_2\text{-AB-PTFE}$  (60 :30 :10) pour : a) à différents potentiels dans 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  ; b) à différents potentiels dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  ; c) à 0,4 V dans 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  et 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  ; et d) à 0,4 V dans 5 M  $\text{LiNO}_3$ , 1 M  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  et 0,65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

#### 5.2.4 Conclusion

L'utilisation électrochimique du dioxyde de manganèse a été évaluée dans des électrolytes contenant des cations monovalents ou bivalents. Une première série d'expériences a comparé les performances électrochimiques de  $\text{MnO}_2$  en présence de  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$  et  $\text{Li}^+$ . Pour des conductivités ioniques élevées et des concentrations au maximum de solubilité,  $\text{MnO}_2$  présente une capacité maximale de  $224 \text{ F g}^{-1}$  dans 5 M

$\text{LiNO}_3$ . La large solubilité des sels de lithium associée à l'insertion favorable de  $\text{Li}^+$  au niveau des sites d'adsorption de  $\text{MnO}_2$ , entraîne une meilleure utilisation de l'oxyde métallique. À haute vitesse de balayage, la diffusion des ions étant limitée, les capacités entre les différents électrolytes sont équivalentes.

La seconde partie a comparé les performances dans  $\text{LiNO}_3$  et  $\text{Ca(NO}_3)_2$  pour des concentrations et des conductivités équivalentes. L'hypothèse de départ étant que le cation bivalent compenserait le gain de deux électrons lors de la réduction de Mn (IV) en Mn (III). Le nombre de charges stockées en présence de  $\text{C}^{2+}$  devrait doubler en comparaison à  $\text{C}^+$ . Sur une plage de potentiel de -0,1 à 0,9 V, la capacité spécifique de  $\text{MnO}_2$  est 311 et 210  $\text{F g}^{-1}$  respectivement dans 0,5 M  $\text{Ca(NO}_3)_2$  et 0,5 M  $\text{LiNO}_3$ . Cependant, l'électrode ne démontre pas un caractère purement pseudocapacitif dans 0,5 M  $\text{Ca(NO}_3)_2$ . La contribution faradique observée résulte probablement d'une adsorption des protons de l'électrolyte qui entraîne la réduction de Mn (III) en Mn (II) ( $\text{Mn(OH)}_2$ ) pour la vague cathodique à partir de 0,1 V ; et en oxydation, le dépôt de  $\text{MnO}_2$  suivit de la désinsertion de  $\text{Ca}^{2+}$ . Un comportement pseudocapacitif typique est observé entre 0,1 et 1,15 V dans 0,5 M  $\text{Ca(NO}_3)_2$  comme démontré par la forme quasi rectangulaire des voltamogrammes. De façon intéressante, la capacité de  $\text{MnO}_2$  évaluée sur cette plage de potentiel est identique à celle mesurée avec 0,5 M  $\text{LiNO}_3$ . Ainsi, pour des tailles de cations identiques, des concentrations et des conductivités similaires, la valence du cation n'a pas de réel effet sur l'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$ . Donc, à la surface de l'oxyde métallique, c'est le nombre de sites actifs pour la réduction de Mn (IV) en Mn (III) qui est limitant et celui-ci est invariant quelque soit la nature du cation. La capacité spécifique va également dépendre de la facilité à laquelle le cation diffusera dans la masse de  $\text{MnO}_2$ .

La fenêtre de stabilité de 1,05 V est intéressante pour l'utilisation de cet électrolyte dans les dispositifs asymétriques carbone/ $\text{MnO}_2$ . En effet Xu *et al.* ont montré la stabilité de ce système sur 5000 cycles de charge/décharge.<sup>172</sup>



### 5.3 Modification de la porosité de l'électrode composite par $\text{NH}_4\text{HCO}_3$

#### 5.3.1 Introduction

Récemment, Singh et *al.* ont proposé une méthode peu coûteuse pour augmenter l'interconnectivité entre les pores d'une électrode poreuse par utilisation de motifs à base de sels de bicarbonate d'ammonium ( $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ ), entraînant une amélioration des performances à haute vitesse de cyclage.<sup>178</sup> Une rétention de 90 % de la charge à une vitesse de 5C (temps de charge = 12 min) pour une électrode modifiée de  $\text{Li}_4\text{Ti}_5\text{O}_{12}$  pour les batteries au lithium. Le  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  a un point de fusion à 41,9 °C et se décompose en  $\text{NH}_3$  (g),  $\text{CO}_2$  (g) et  $\text{H}_2\text{O}$  (g) dont les diamètres moléculaires sont respectivement 0,33, 0,33 et 0,28 nm ; ce qui affectera possiblement les micropores. L'effet de l'accessibilité des ions dans les pores des matériaux d'électrode pour les supercondensateurs électrochimiques ayant été largement discuté dans la littérature,<sup>58, 63, 130, 179</sup> nous nous sommes intéressés à cette nouvelle approche et avons essayé de déterminer dans quelle mesure la porosité créée par  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  pourrait améliorer les performances électrochimiques d'une électrode composite  $\text{MnO}_2$ -C-PTFE. La figure 5.5 schématise la formation du réseau poreux attendu pour faciliter la diffusion des ions dans le film composite.

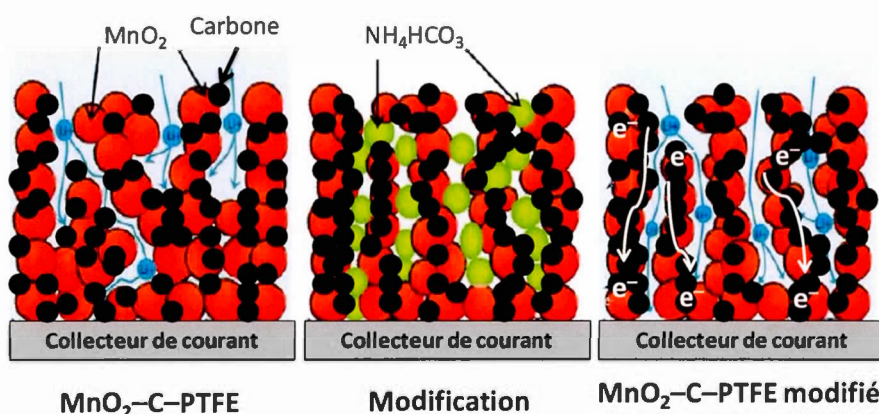


Figure 5.5 Création d'un réseau poreux dans un film composite par utilisation de motifs à base de  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ . D'après<sup>178</sup>.

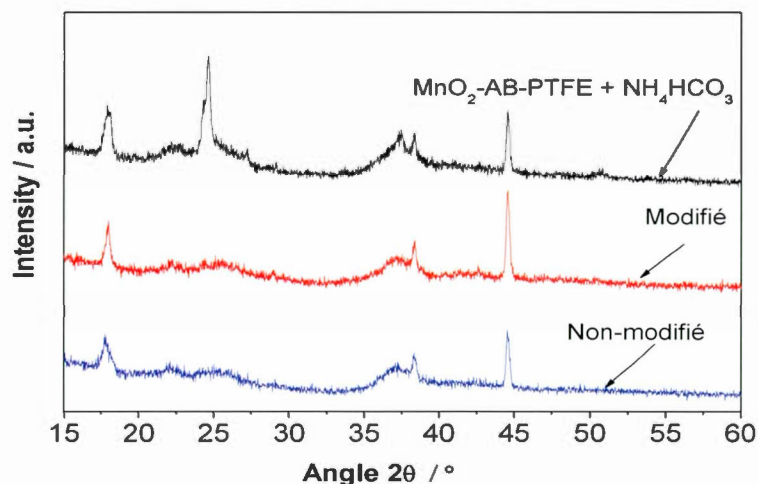
### 5.3.2 Partie expérimentale

La poudre de dioxyde de manganèse a été synthétisée selon la méthode proposée par Lee et Goodenough<sup>15</sup>. Un film composite modifié est ensuite préparé par mélange mécanique de 60 mg  $\text{MnO}_2$ , 30 mg de noir d'acétylène (NA, Alfa Aesar), 10 mg de liant (PTFE) et 20 mg de bicarbonate d'ammonium, avec quelques gouttes d'éthanol (ACS). Le  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  est utilisé comme motif pour la création d'une nouvelle porosité dans le film composite. Une fois le film obtenu, il est ensuite traité thermiquement à 90 °C sous air, pendant 6 h afin de décomposer le  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ . À titre de comparaison, un film composite sans ajout de bicarbonate d'ammonium a également été préparé. Les propriétés physique et morphologique des films ont été caractérisées par mesure de conductivité 4-pointes, diffraction des rayons-X, microscopie électronique à balayage et mesure de surface spécifique BET. Deux électrodes de 0,25 cm<sup>2</sup> avec une masse de composite de 2 mg et 90 µm d'épaisseur sont pressées dans un collecteur de courant en inox, puis caractérisées par voltamétrie cyclique dans 0,5 M  $\text{LiNO}_3$ . Une électrode Ag/AgCl et une grille de platine sont respectivement utilisées comme électrode de référence et contre-électrode.

### 5.3.3 Résultats et discussion

#### 5.3.3.1 Diffraction des rayons-X

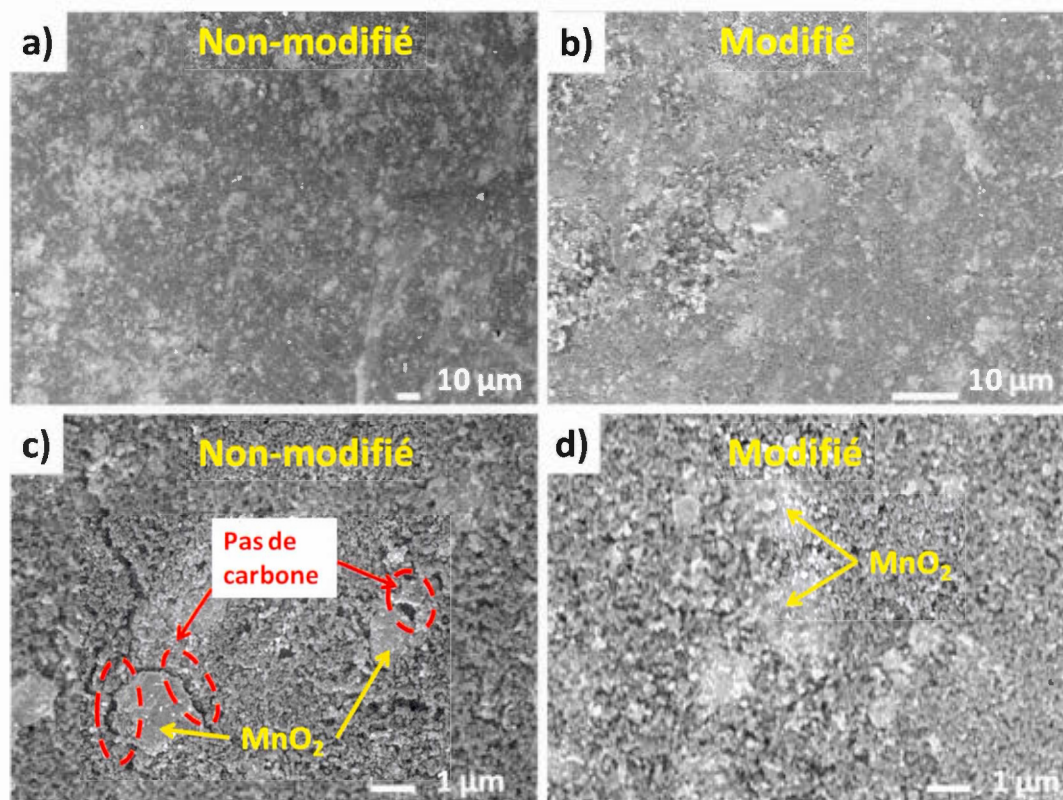
Le diffractogramme des rayons-X des films composites  $\text{MnO}_2$ -NA-PTFE (60 :30 :10) modifié et non modifié est présenté à la figure 5.6. À 90 °C,  $\text{MnO}_2$  n'est pas affecté. La figure 5.6 montre également le diffractogramme de  $\text{MnO}_2$ -NA-PTFE avec  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  avant le traitement thermique. Ce dernier diffère des deux premiers diffractogrammes par la présence d'un pic à  $2\theta = 25^\circ$ , caractéristique du plan (200) du  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ .<sup>178</sup> L'absence de ce pic pour l'électrode composite traduit la disparition de  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  dans l'électrode composite après le traitement thermique.



**Figure 5.6**      **Diffractogramme des rayons-X pour les différents films composites.**

#### 5.3.3.2 Microscopie électronique à balayage (MEB)

Les images MEB de  $\text{MnO}_2$ -NA-PTFE modifié et non modifié sont présentées pour deux grossissements différents à la figure 5.7. À fort grossissement, la surface des deux électrodes composites apparaît homogène et suppose une bonne dispersion de la matière active et de l'additif conducteur dans l'électrode (*cf.* figures 5.7a et b). À plus faible grossissement, la porosité des électrodes est visible (*cf.* figures 5.7c et d). Il est possible de distinguer les particules de carbone et de dioxyde de manganèse à la surface des deux électrodes. Les particules de  $\text{MnO}_2$  varient en taille, en raison de la formation d'agréats lors de la synthèse de  $\text{MnO}_2$ .<sup>16, 166</sup> La figure 5.7c ne permet pas d'observer la présence de carbone autour des grosses particules de  $\text{MnO}_2$ , ce qui peut affecter la formation d'un réseau conducteur au sein du film composite. Néanmoins, aucune différence majeure n'est observée sur la morphologie à la surface des deux films.



**Figure 5.7** Images MEB des films composites  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  (60 :30 :10) (a et c) non-modifié et (b et d) modifié après décomposition de  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ .

#### 5.3.3.3 Mesure de surface spécifique BET et porosité

La surface spécifique BET ( $S_{\text{BET}}$ ) des deux films composites a été obtenue par isotherme d'adsorption d'azote à 77 K. Le volume poreux et la distribution du volume des pores en fonction de la largeur des pores pour les deux films ont été évalués à l'aide du logiciel AS1 par simulation DFT-Monte Carlo. Les différentes valeurs mesurées sont reportées dans le tableau 5.4. Par ailleurs, les valeurs de  $S_{\text{BET}}$  des matériaux bruts y sont également reportées. L'effet de l'ajout du noir d'acétylène



dans la formulation de l'électrode composite a déjà été discuté dans le chapitre II. La valeur de  $S_{\text{BET}}$  pour  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  non modifié est  $152 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ . Après modification du film composite par ajout de bicarbonate d'ammonium puis traitement thermique, une valeur de  $144 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  pour la  $S_{\text{BET}}$  du film modifié est obtenue. Dans le chapitre II, nous avons observé un écart assez important entre les valeurs de  $S_{\text{BET}}$  pour les électrodes composites contenant 30 % (m/m) de noir d'acétylène.<sup>16</sup> Ainsi, la faible différence de  $12 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  mesurée entre les deux films n'est pas significative pour conclure à un effet de la modification par utilisation de motifs  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  sur la valeur surface spécifique  $S_{\text{BET}}$  de  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  (60 :30 :10). Cependant l'écart observé entre la valeur expérimentale et la valeur théorique calculée à partir des contributions des  $S_{\text{BET}}$  de  $\text{MnO}_2$  et du carbone, suggère que certains pores ont été bloqués lors de la préparation de l'électrode composite, probablement dû à la taille des particules de NA (50 nm). De ce fait, le volume poreux ( $V_{\text{poreux}}$ ) des films a également été déterminé et est reporté dans le tableau 5.4. Le volume poreux théorique ( $V_{\text{théorique}}$ ) du film composite a aussi été calculé en considérant une combinaison linéaire de la contribution du  $V_{\text{poreux}}$  de chacun des composants pris séparément ( $\text{MnO}_2$  et NA) ; dans l'hypothèse où aucun pore n'est obstrué (cf. tableau 5.4). La comparaison entre les valeurs expérimentales et la valeur théorique va permettre d'évaluer l'effet sur  $V_{\text{poreux}}$  de la modification du film par le bicarbonate d'ammonium.

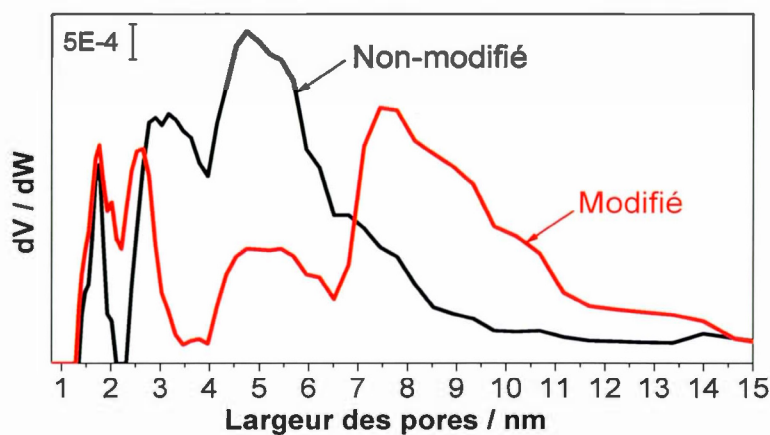
**Tableau 5.4 Surfaces spécifiques  $S_{\text{BET}}$  et volume poreux des films composites.**

Échantillon		$S_{\text{BET}}$ ( $\text{m}^2 \text{ g}^{-1}$ )	$S_{\text{théorique}}^*$ ( $\text{m}^2 \text{ g}^{-1}$ )	$V_{\text{Poreux}}$ ( $\text{cm}^3 \text{ g}^{-1}$ )	$V_{\text{théorique}}^{**}$ ( $\text{cm}^3 \text{ g}^{-1}$ )	Conductivité ( $\text{S cm}^{-1}$ )
$\text{MnO}_2$	—	284	—	0,4979	—	$10^{-3}$
NA	—	80	—	0,1795	—	5,6
$\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$	Non-modifié	152	195	0,2365	0,3526	0,7
(60:30:10)	Modifié	144		0,2471		0,8



Les valeurs de volumes poreux obtenues pour  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  non modifié et modifié sont respectivement  $0,2365$  et  $0,2471 \text{ cm}^3 \text{ g}^{-1}$ . Lorsque l'on compare ces valeurs à la valeur théorique, le volume poreux du film non modifié correspond à 67 % du volume attendu, tandis qu'à l'issue de la modification le volume poreux atteint 70 %. L'augmentation de 3 % au niveau du volume poreux est en accord avec l'étude de Singh *et al.* qui ont observé une augmentation d'environ 2 % au niveau de la porosité de l'électrode composite (volume libre), lorsque celle-ci est modifiée par  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ .<sup>178</sup> Notons cependant que la technique utilisée pour l'estimation du volume libre dans leur étude n'a pas été précisée.

La distribution du volume poreux en fonction de la largeur des pores pour les deux électrodes est donnée à la figure 5.8. À première vue, il y a des différences notables entre les deux films. En premier lieu, pour le film non modifié, il est possible de noter deux zones distinctes de distribution de taille des pores. Dans la zone des micropores entre 1,5 et 2 nm puis à partir de 2,5 nm et au-delà. Il n'y a aucune contribution à  $V_{\text{poreux}}$  des mésopores dont la taille est située entre 2 et 2,5 nm. Les contributions majeures au volume sont visibles à des tailles de 1,7, 3,2 et 5,0 nm. La large distribution du  $V_{\text{poreux}}$  pour des largeurs de pores allant de 2,5 à 9 nm suppose une interconnexion entre les différents pores. En affectant la porosité, le retrait de  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  du film composite entraîne une redistribution de la taille des pores contribuant au volume. Ce qui aurait un effet sur les performances électrochimiques de l'électrode. Rappelons que de nombreuses études font état d'une influence des pores (distribution, tortuosité et interconnexion) sur les performances électrochimiques d'électrode pour les supercondensateurs.<sup>9, 56, 58, 63, 130</sup> Typiquement pour l'électrode modifiée tous les pores situés de 1,5 à 14 nm contribuent au volume poreux, bien que dans des proportions différentes. Ce qui suggère une plus large interconnexion entre les pores pour le film modifié. Les contributions majeures sont situées à 1,7, 2,7, et 7,8 nm ; avec une large distribution entre 6,5 et 11 nm.



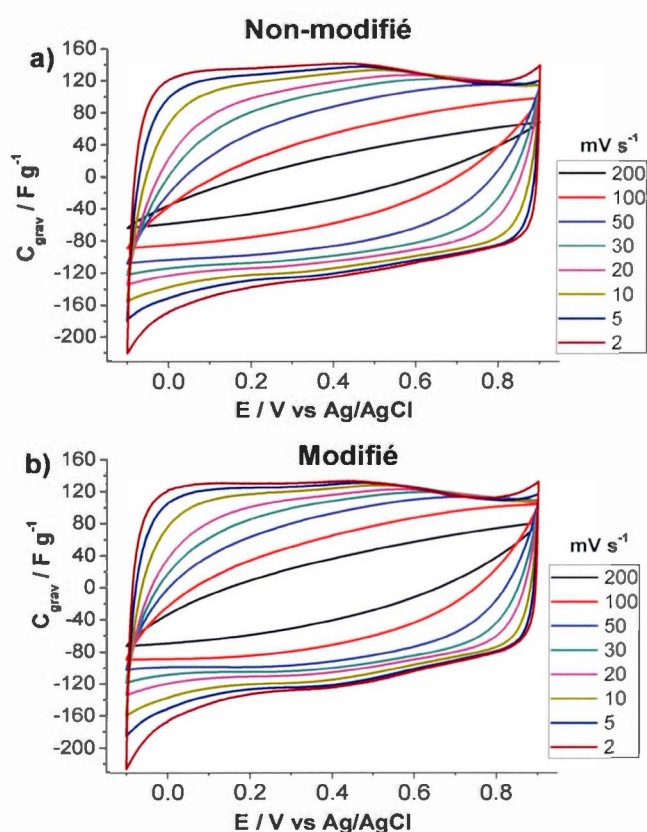
**Figure 5.8** Distribution du volume poreux en fonction de la largeur des pores pour  $\text{MnO}_2$ -NA-PTFE non modifié et modifié.

#### 5.3.3.4 Voltamétrie cyclique

Les électrodes préparées à partir des deux films composites ont ensuite été caractérisées par voltamétrie cyclique dans un électrolyte aqueux de 0,5 M  $\text{LiNO}_3$ . La conductivité électronique des films a été estimée par mesure 4-pointes. Les valeurs de conductivités sont 0,7 et 0,8  $\text{S cm}^{-1}$  respectivement pour l'électrode composite non modifiée et modifiée. La tendance observée au niveau de la conductivité est en accord avec les observations de Singh et *al.*<sup>178</sup> pour leur électrode modifiée. D'après les auteurs, l'ajout de motifs solides lors de la préparation du film le rend plus compact et permet d'établir une bonne conductivité électronique en améliorant le contact carbone/matière active. Ce qui va dans le sens des observations faites avec les images MEB (*cf.* figure 5.7). Ainsi, le contact entre le carbone et les grosses particules de  $\text{MnO}_2$  observé pour le film modifié (*cf.* figure 5.7d) en comparaison à l'absence de carbone autour de certaines particules de  $\text{MnO}_2$  pour le film non modifié (*cf.* figure

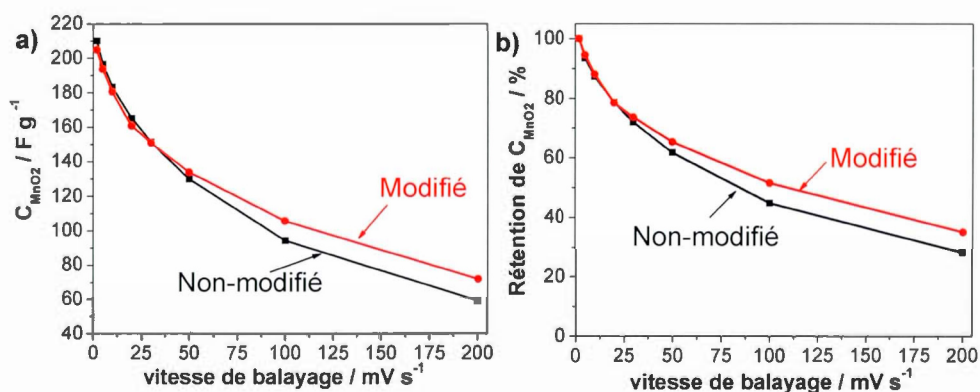
5.7c) peut probablement expliquer la légère différence de conductivité électronique entre les deux films.

La figure 5.9 présente les voltamogrammes cycliques des deux électrodes. Ici, le courant est remplacé par la capacité gravimétrique qui est calculée pour chaque valeur de potentiel, en divisant le courant par la masse et la vitesse de balayage.<sup>166</sup> Les voltamogrammes des deux électrodes sont quasi rectangulaires et donc typiques du comportement pseudocapacitif de  $\text{MnO}_2$ .<sup>33</sup> Il est cependant possible d'observer une capacité légèrement plus grande à haute vitesse de balayage pour l'électrode modifiée.



**Figure 5.9** Voltamogrammes cycliques à différentes vitesses de balayage dans 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  pour  $\text{MnO}_2$ -NA-PTFE a) non modifié et b) modifié.

La capacité spécifique par masse de  $\text{MnO}_2$  ( $C_{\text{MnO}_2}$ ) a été calculée par intégration de la charge voltamétrique pour les deux électrodes. La rétention de capacité a été calculée en pourcentage par rapport à la capacité initiale à  $2 \text{ mV s}^{-1}$ . L'évolution de ces grandeurs en fonction de la vitesse de balayage est représentée à la figure 5.10. À basse vitesse de balayage, les capacités de  $\text{MnO}_2$  sont identiques pour les deux électrodes ( $210 \text{ F g}^{-1}$ ) et correspondent aux valeurs rapportées jusqu'à présent dans cette thèse. Au-delà de  $50 \text{ mV s}^{-1}$ ,  $C_{\text{MnO}_2}$  de l'électrode modifiée est supérieur à celle de l'électrode non modifiée (cf. figure 5.10 a). L'amélioration de la rétention de capacité pour le film modifié observé à la figure 5.10b est probablement attribuée à la meilleure conductivité électronique de ce film.<sup>128, 178</sup> De plus, la formation possible d'un réseau de pores interconnectés lors du retrait de  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  peut également contribuer à cette très légère amélioration de capacité. L'augmentation du volume poreux (3 %) n'affecte pas les performances électrochimiques comme démontré par les capacités similaires à basse vitesse de balayage.



**Figure 5.10** a) Évolution de  $C_{\text{MnO}_2}$  en fonction de la vitesse de balayage pour  $\text{MnO}_2$ -NA-PTFE non modifié et modifié et b) Évolution de la rétention de  $C_{\text{MnO}_2}$  en fonction de la vitesse de balayage pour  $\text{MnO}_2$ -NA-PTFE non modifié et modifié. Dans  $0,5 \text{ M LiNO}_3$ .

#### 5.3.4 Conclusion

Nous avons démontré dans cette section l'utilisation de motifs à base de bicarbonate de sodium pour moduler la porosité de l'électrode composite. D'après nos observations, l'utilisation de 20 % en masse de  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  ne va conduire qu'à une augmentation de 3 % du volume poreux, mais pourrait possiblement améliorer l'interconnexion entre les pores. À priori, l'utilisation de ce motif peut améliorer le contact entre le carbone et la matière active en raison de l'augmentation de compacité induite par l'ajout de  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ , avant sa décomposition. Une légère augmentation de la rétention de capacité à haute vitesse de balayage a été obtenue.

Par contre, en raison des faibles valeurs de capacités spécifiques mesurées à haute vitesse de balayage, autant pour l'électrode non modifiée que celle modifiée, nous sommes très loin de l'amélioration escomptée. En effet à  $100 \text{ mV s}^{-1}$ , la rétention de capacité de 48 % (*cf.* figure 5.10 b) obtenue en modifiant la porosité de l'électrode par cette approche est loin d'égaler celle discutée dans le chapitre II,  $\approx 80$  % de rétention de  $C_{\text{MnO}_2}$  en remplaçant le noir d'acétylène par les nanotubes de carbones. Ainsi, bien que l'interconnexion entre les pores a pour but d'augmenter l'accessibilité des espèces ioniques dans la masse du matériau,<sup>56, 63</sup> les performances électrochimiques à haute vitesse de balayage pour  $\text{MnO}_2$  vont essentiellement être régies par la conductivité électronique de l'électrode.<sup>128</sup>



## 5.4 Utilisation d'un liant superabsorbant lié de façon covalente à l'additif conducteur

### 5.4.1 Introduction

Dans le but d'améliorer les performances de l'électrode composite à base de dioxyde de manganèse, nous nous sommes intéressés à la contribution du liant. Généralement, dans les électrodes composites, le liant utilisé est soit du PTFE ou du PVDF.<sup>34, 133-134, 161, 166, 180-181</sup> Il est hydrophobe par nature et n'apporte aucune contribution aux performances électrochimiques. Il s'agit d'une masse « morte » dans l'électrode, qui sans aucun doute limite ses performances en terme de capacité volumique. En raison de la faible conductivité ionique du  $\text{MnO}_2$ , l'utilisation d'un polymère superabsorbant tel que l'acide polyacrylique comme liant serait intéressante pour le remplacement des liants conventionnels. En effet, l'utilisation de l'acide polyacrylique (APA) dans le domaine des batteries au lithium, d'abord comme surfactant pour améliorer la dispersion des matériaux d'électrodes,<sup>182-183</sup> puis comme polymère liant,<sup>180-181, 184-189</sup> a permis d'augmenter les performances électrochimiques des matériaux d'anodes. Récemment, l'effet des liants polymériques dont l'acide polyacrylique sur la dissolution du manganèse et les propriétés électrochimiques des cathodes  $\text{LiMn}_2\text{O}_4$  a été investigué.<sup>190</sup> Cependant en raison de son caractère hydrophile les performances électrochimiques dans un électrolyte typique de batterie au lithium ( $\text{LiPF}_6$ , EC, EMC) se sont avérées inférieures au PVDF.

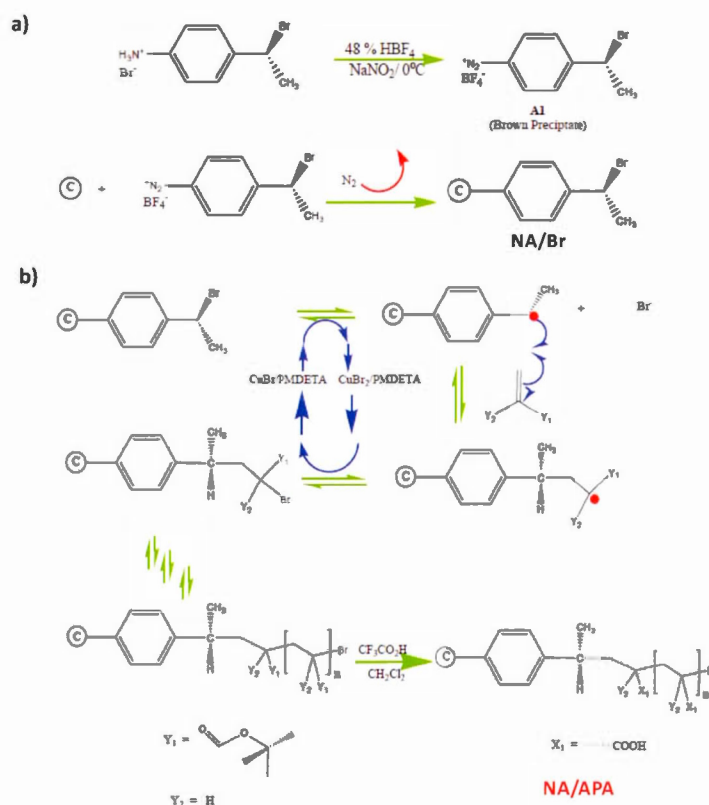
Dans le domaine des supercondensateurs, très peu d'articles font part de l'utilisation de l'acide polyacrylique comme liant dans la formulation des électrodes,<sup>191-193</sup> notamment à base de dioxyde de manganèse<sup>192</sup>. En 2009, Lee *et al.* rapportaient une augmentation de 50 à 130 % de la capacité spécifique d'électrodes à base de  $\text{MnO}_2$  dans des électrolytes à base d'un gel polymérique (polyacrylate de potassium) en comparaison aux électrolytes aqueux.<sup>191</sup> Plus tard, l'acide polyacrylique fût utilisé comme liant superabsorbant pour les supercondensateurs à base de dioxyde de manganèse.<sup>192</sup> Dans cette approche, l'électrode composite est

préparée en mélangeant le polymère (APA) commercial, le noir de carbone (Vulcan) et la poudre de  $\text{MnO}_2$  dans des ratios massiques 1 :3 :7, puis 7 % (m/m) de PVDF ont été rajoutés au mélange composite final, avant de l'étaler sur une feuille de titane. D'après les auteurs, en plus de son rôle de liant, la présence de APA sur le  $\text{MnO}_2$  facilite la distribution homogène de l'électrolyte au travers de l'épaisseur active, augmentant l'accessibilité des ions au niveau des sites actifs de  $\text{MnO}_2$ , et à postériori, la capacité spécifique de chaque particule individuelle de l'oxyde métallique.<sup>192</sup>

Dans les approches énoncées précédemment, l'acide polyacrylique utilisé est généralement commercial. Il s'agit dans cette étude de travailler avec un liant à base de APA synthétisé *in situ* et greffé de façon covalente sur l'additif conducteur. La polymérisation radicalaire par transfert d'atome (ATRP en anglais) est la méthode la plus utilisée pour greffer des chaînes de polymère avec un contrôle efficace de leur poids moléculaire, sur des surfaces telles que les nanoparticules d'or, des substrats de silice ou encore des nanotubes de carbone.<sup>194-196</sup> De plus l'initialisation de cette polymérisation directement à la surface d'un substrat (surface-initiated, SI-ATRP en anglais), a permis de créer des surfaces hautement fonctionnalisées pour diverses approches.<sup>194-199</sup> Parmi les différentes voies de modification de surface, le greffage par réduction de sels de diazonium permet de lier de façon covalente des molécules organiques sur des surfaces conductrices.<sup>200-203</sup> Dans le domaine des supercondensateurs, le greffage de molécules électroactives a entraîné une augmentation de la capacité stockée dans les électrodes à base de carbone activé.<sup>200, 204</sup> De plus, Matrab *et al.* furent les premiers à rapporter le greffage de polymères électroactifs sur des surfaces carbonées à partir de la réduction spontanée *in situ* du sel de diazonium correspondant de l'initiateur.<sup>205-208</sup> En accord avec ces travaux,<sup>205, 208</sup> la polymérisation de l'acide polyacrylique sur l'additif conducteur à partir du diazonium correspondant a été réalisée. L'effet de cette combinaison sur les performances électrochimiques de l'électrode composite à base de  $\text{MnO}_2$  a été investigué et discuté.

### 5.4.2 Partie expérimentale

200 mg d'une poudre de noir d'acétylène est modifié par greffage d'acide polyacrylique. Typiquement, une solution contenant 230 mg de 4-( $\alpha$ -hydroxyéthyl)aniline et 5 ml de HBr (48 %) est chauffée à reflux à 130 °C pendant 16 h afin d'obtenir la 4-( $\alpha$ -bromoéthyl)aniline. L'initiateur est greffé sur la poudre de carbone selon le mécanisme proposé à la figure 5.11a. La polymérisation du poly-(*tert*-butylacrylate) a été adaptée à la procédure proposée par Matrab *et al.* pour le poly-(*n*-méthylmétacrylate). Finalement, une étape d'hydrolyse en présence de l'acide trifluoroacétique a été nécessaire pour obtenir l'acide polyacrylique greffé sur le carbone (*cf.* figure 5.11b).



**Figure 5.11 Mécanisme réactionnel a) greffage de l'initiateur b) SI-ATRP pour l'acide polyacrylique. D'après<sup>205</sup>.**

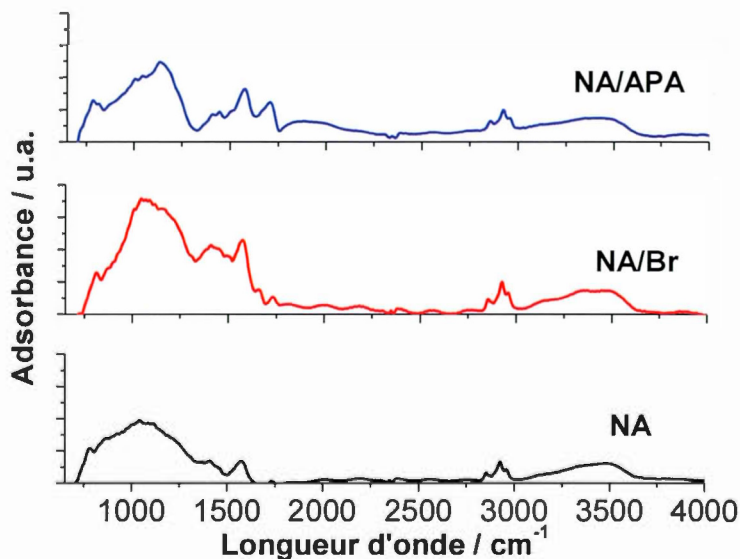
### 5.4.3 Résultats et discussion

#### 5.4.3.1 Caractérisations structurales et morphologiques

La présence du polymère sur le carbone a été caractérisée par spectroscopie infrarouge, analyse thermogravimétrique, mesure de surface spécifique BET, microscopie électronique à balayage et mesure d'angle de contact.

La figure 5.12 présente les spectres IR du noir d'acétylène brut, modifié par l'initiateur et enfin par le polymère, nommés respectivement NA, NA/Br et NA/APA. Il est possible de voir l'apparition de bandes spécifiques correspondant au polymère greffé sur le spectre de NA/APA en comparaison du spectre du noir d'acétylène non modifié. Les bandes de vibration des C=O à  $1744\text{ cm}^{-1}$  et des C=C aromatiques à  $1637\text{ cm}^{-1}$ , la bande de déformation de  $-\text{CH}_2-$  à  $1402\text{ cm}^{-1}$  et  $-\text{C}-\text{OH}-$  à  $1430\text{ cm}^{-1}$ .

209-210



**Figure 5.12** Spectres IR du noir d'acétylène brut (NA), le (bromoéthyl)benzène covalentement lié au noir d'acétylène (NA/Br) et l'acide polyacrylique greffé au noir d'acétylène (NA/APA).

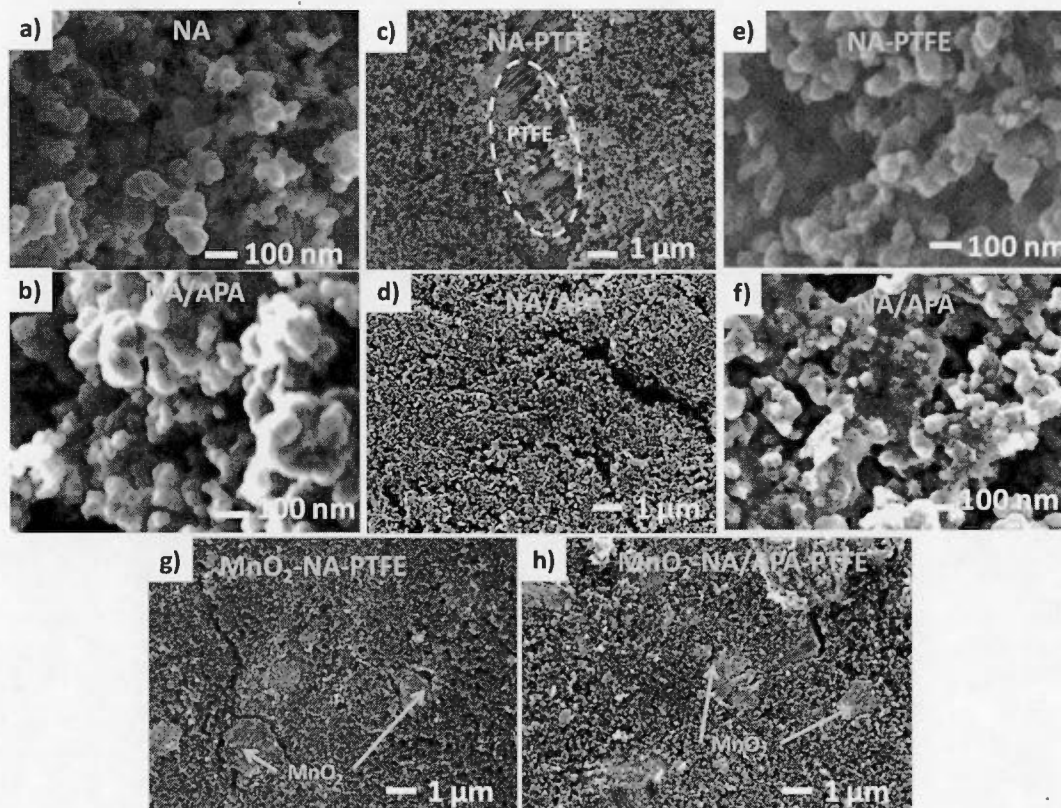
La quantité greffée de l'APA dont la valeur est de 25 % (m/m) a été estimée par analyse thermogravimétrique. La surface spécifique BET du noir d'acétylène avant et après modification a également été évaluée. Les valeurs de  $S_{\text{BET}}$  sont 80 et  $64 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  respectivement pour NA et NA/APA.

La figure 5.13 montre les images MEB de la poudre non-modifiée, modifiée et des électrodes composites. Les particules de noir d'acétylène sont sphériques avec un diamètre moyen de 50 nm (*cf.* figure 5.13a). Une fois recouvertes du polymère, elles apparaissent plus agglomérées avec une augmentation du diamètre moyen des particules, 70 nm (*cf.* figure 5.13b).

Les figures 5.13c à f comparent la morphologie de deux électrodes préparées uniquement avec le noir d'acétylène et un liant (polytétrafluoroéthylène ou acide polyacrylique) pour différents grossissements. La surface des deux électrodes apparaît rugueuse et poreuse en raison de la compacité des grains sphériques du carbone. Sur la figure 5.13c, il est possible de voir le PTFE qui s'étend entre deux sections de l'électrode afin d'assurer sa stabilité mécanique. Par ailleurs, à plus fort grossissement les grains de carbone semblent être isolés et très peu liés par le polymère (*cf.* figure 5.13e). Par contre, lorsque l'acide polyacrylique est lié de façon covalente au carbone, il est possible de voir à haut grossissement le polymère qui maintient les particules individuelles entre elles. Ce qui suggère une meilleure tenue mécanique de l'électrode (*cf.* figure 5.13f).

Les figures 5.13g et h montrent respectivement les images MEB des électrodes composites  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  (60 :30 :10) et  $\text{MnO}_2\text{-NA/APA-PTFE}$  (60 :29/10:1). La figure 5.13h montre que la structure compacte du carbone obtenue par le greffage covalent de APA sur le noir d'acétylène est conservée après l'ajout de  $\text{MnO}_2$  dans la préparation de l'électrode composite.





**Figure 5.13** Images MEB des poudres (a et b) et des électrodes préparées avec le noir d'acétylène brut ou modifié,  $\text{MnO}_2$  et le PTFE (c à h).

Les valeurs d'angle de contact mesurées pour les différents matériaux sont rapportées dans le tableau 5.5. Le noir d'acétylène modifié possède la plus faible valeur d'angle de contact. Ceci peut s'expliquer par la présence de 25 % (m/m) d'acide polyacrylique greffé sur le carbone. Le greffage de l'acide polyacrylique sur le carbone améliore son hydrophilicité. La valeur d'angle de contact mesurée pour l'électrode composite  $\text{MnO}_2$ -NA/APA-PTFE (60 :29/10 :1) ( $16^\circ$ ) démontre que la présence de l'acide polyacrylique augmente considérablement la mouillabilité de l'électrode en comparaison à  $\text{MnO}_2$ -NA-PTFE ( $35^\circ$ ). On peut donc penser que

l'accessibilité des cations au niveau de la surface de  $\text{MnO}_2$  serait hautement facilitée par la présence de l'acide polyacrylique lié de façon covalente à la surface de l'additif conducteur. Ainsi, il est attendu que la présence du polymère superabsorbant, de faible épaisseur, à l'interface  $\text{MnO}_2$ /carbone entraîne une augmentation de la capacité spécifique de l'électrode. En effet, le caractère hydrophile du polymère devrait favoriser une plus grande diffusion des ions à l'interface  $\text{MnO}_2$ /carbone.

**Tableau 5.5 Angles de contact des différents matériaux.**

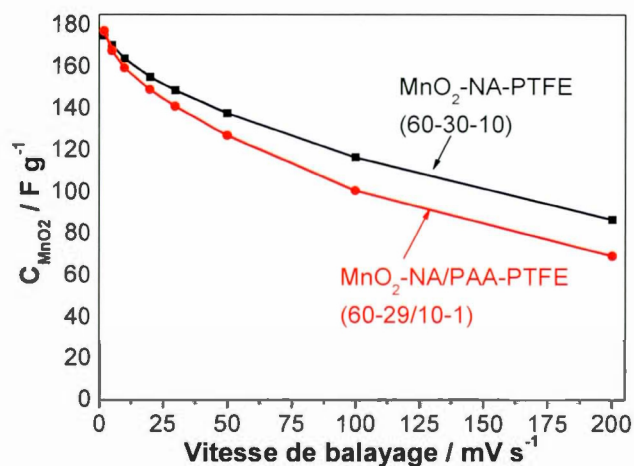
Échantillon	$\text{MnO}_2$ -PTFE (90:10)	NA-PTFE (90:10)	NA/APA (75:25)	$\text{MnO}_2$ -NA-PTFE (60:30:10)	$\text{MnO}_2$ -NA/APA-PTFE (60:29/10:1)
Angle de contact / °	26	44	8	35	16

#### 5.4.3.2 Caractérisation électrochimique

Les électrodes composites  $\text{MnO}_2$ -NA-liant ont été caractérisées par voltamétrie cyclique. L'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$  a été investiguée en traçant la variation de la capacité  $C_{\text{MnO}_2}$  par masse de matière active en fonction de la vitesse de balayage (cf. figure 5.14).

La capacité spécifique mesurée à basse vitesse de balayage est identique pour les deux électrodes composites ce qui suggère qu'à basse vitesse de balayage, la quasi-totalité des sites d'adsorption des cations dans la structure du  $\text{MnO}_2$  à l'extrême surface est utilisée, ce qui limite la capacité. D'où les 20 % d'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$  largement rapportée dans la littérature.<sup>15-16, 83, 144</sup> La grande diffusion d'espèces ioniques à la surface du  $\text{MnO}_2$  apportée par le caractère hydrophile de l'acide polyacrylique n'est pas suffisante pour augmenter la capacité spécifique de  $\text{MnO}_2$ .

À haute vitesse de balayage, les performances obtenues avec le noir d'acétylène modifié sont plus faibles que celles avec le noir d'acétylène non modifié. Rappelons-nous une fois de plus que l'acide polyacrylique (APA) a été préféré au PTFE pour son pouvoir absorbant en électrolyte aqueux. Le caractère hydrophile de l'acide polyacrylique devrait augmenter l'accessibilité des ions à la surface, et permettre une meilleure utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$ . Cet effet devrait être d'autant plus marqué à haute vitesse de balayage, dans la mesure où la diffusion des espèces ioniques est limitée. L'acide polyacrylique devrait donc faciliter la diffusion des cations à haute vitesse de balayage et entraîner une augmentation de la capacité spécifique et donc une meilleure rétention de capacité. Alors, les plus faibles valeurs mesurées pour l'électrode contenant le polymère absorbant, peuvent être associées à la mauvaise conductivité électronique de l'oxyde de manganèse. D'autre part, le greffage covalent spontané par réduction des sels de diazonium à la surface du carbone, entraînerait possiblement une oxydation du carbone, ce qui modifierait ses propriétés électriques.<sup>211</sup> Finalement, la fonction principale d'additif conducteur électrique du carbone pourrait être partiellement perdue lors du greffage de l'acide polyacrylique, ce qui bien entendu affectera les performances électrochimiques de l'électrode. Il est important de noter qu'à haute vitesse de balayage, la conductivité électronique de l'électrode est la caractéristique limitant les performances de  $\text{MnO}_2$ , comme démontré par les travaux de Athouël *et al.*<sup>128</sup>



**Figure 5.14**  $C_{\text{MnO}_2}$  en fonction de la vitesse de balayage pour  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  (60 :30 :10),  $\text{MnO}_2\text{-NA/PAA-PTFE}$  (60 :29/10 :1) dans 0,65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

#### 5.4.4 Conclusion

La polymérisation de l'acide polyacrylique après le greffage spontané de l'initiateur de polymérisation à la surface du noir d'acétylène à partir du sel de diazonium correspondant, a été un succès comme démontré par les images de microscopie électronique à balayage (*cf.* figure 5.13). La diminution de surface spécifique BET suggère la croissance possible du polymère à la surface externe et interne des particules de carbone.

Lors du mélange des poudres pour la préparation de l'électrode composite, il se forme une interface  $\text{MnO}_2/\text{APA}/\text{NA}$ . Il était attendu que cette approche entraîne une amélioration de la diffusion des ions à l'interface  $\text{MnO}_2/\text{carbone}$  et favorise l'amélioration des performances électrochimiques de l'électrode. Cependant, aucune amélioration de la capacité spécifique par cette approche n'a été observée à basse vitesse de balayage ; et de faibles valeurs ont été mesurées à haute vitesse de



balayage. De ces observations, il est possible de conclure qu'à basse vitesse de balayage la quasi-totalité des sites d'adsorption des cations au niveau de la surface externe de  $\text{MnO}_2$  est utilisée ; d'où les capacités identiques (*cf.* figure 5.14). Le paramètre limitant devient la diffusion des espèces ioniques dans l'oxyde métallique. En effet, lorsque l'on compare l'approche utilisée dans notre étude, à celle proposée par Lee *et al.*, la différence repose surtout sur le matériau que recouvre le polymère.<sup>192</sup> La distribution homogène de l'acide polyacrylique sur la surface externe et dans la porosité du  $\text{MnO}_2$  permet d'améliorer l'accessibilité des ions dans la masse de la matière active et donc d'augmenter l'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$ .<sup>192</sup> Ce qui explique une amélioration des performances électrochimique dans leur étude, contrairement à la nôtre où l'accessibilité ionique est améliorée dans la masse de l'additif conducteur. Néanmoins, la modification du carbone proposée dans cette étude est intéressante pour l'électrode négative à base de carbone activé dans le dispositif asymétrique carbone/ $\text{MnO}_2$  en électrolyte aqueux, et devrait contribuer à l'augmentation de la capacité volumique du dispositif.



## 5.5 Préparation de nanoparticules sphériques d'oxyde de manganèse recouvertes d'un enrobage de carbone

### 5.5.1 Introduction

Dans le troisième chapitre de cette thèse, l'effet de la déposition de l'oxyde de manganèse à la surface du carbone avait été discuté. Il en ressortait que pour améliorer les performances électrochimiques du dioxyde de manganèse tout en maintenant la large fenêtre de stabilité, la combinaison idéale reposerait sur des particules d'oxyde de manganèse enrobées d'une couche de carbone peu épaisse et poreuse. Ainsi, le large contact entre le carbone et  $\text{MnO}_2$  améliorerait la conductivité électronique, tandis que la porosité permettrait de maintenir une bonne diffusion des espèces ioniques à la surface de l'oxyde. Dans le domaine des batteries au lithium, par exemple, l'enrobage de carbone sur les particules de  $\text{LiFePO}_4$  va permettre d'améliorer leur conductivité électronique.<sup>212-214</sup> Bien que moins homogène, l'enrobage par pyrolyse d'un polymère est la méthode la plus efficace pour obtenir une couche de carbone à la surface du  $\text{LiFePO}_4$ .<sup>215-216</sup> Différents composés organiques comme le glucose,<sup>217</sup> la poix<sup>218</sup> ou encore des acides carboxyliques<sup>219</sup> peuvent être utilisés comme précurseurs de carbone. Enfin, il sera également possible de fonctionnaliser le revêtement de carbone avec des molécules organiques par la technique de greffage des sels de diazonium, dans le but d'améliorer les performances électrochimiques de l'électrode.<sup>220</sup>

En raison de la faible conductivité électronique et ionique du dioxyde de manganèse, la préparation d'une couche de carbone à la surface des particules de  $\text{MnO}_2$  pourrait contribuer à une meilleure utilisation électrochimique de ce matériau. Récemment, des enrobages de carbone sur des oxydes de manganèse ( $\text{Mn}_2\text{O}_3$  et  $\text{MnO}$ ) pour le domaine des batteries utilisant du pyrrole ou du glucose comme source de carbone ont été préparés.<sup>221-222</sup> L'effet d'une telle combinaison sur les propriétés structurales du dioxyde de manganèse a été investigué et sera discuté dans la suite.

### 5.5.2 Partie expérimentale

Les poudres de dioxyde de manganèse ont été synthétisées par microémulsion. La préparation typique consiste en une réaction de précipitation d'une solution aqueuse de 20 mM  $\text{KMnO}_4$  avec 1,1 mL de 1-Butanol en présence de l'acide butyrique (2,3 mL) pour un volume total de 50 mL. Cette synthèse conduit à des poudres sphériques monodisperses de  $\text{MnO}_2$ .

La première étape de préparation des poudres composites d'oxyde de manganèse recouvertes de carbone ( $\text{MnO}_x@\text{C}$ ) repose sur une synthèse hydrothermale. Une solution aqueuse (18 mL) contenant 300 mg de  $\text{MnO}_2$  et différentes proportions de glucose (15, 80 et 270 mg) est mise aux ultrasons pendant 5 min afin de bien disperser les deux constituants. La solution est chauffée à 180 °C pendant 3 h dans un autoclave en Téflon, elle est ensuite filtrée et rincée plusieurs fois à l'eau Nanopure. Les poudres composites obtenues, sont séchées sous vide à 25 °C pendant 24 h

Finalement, une calcination à 600 °C sous flux d'azote ( $\text{N}_2$ ) pendant 6 h est réalisée dans le but d'obtenir les poudres  $\text{MnO}_x@\text{C}$ . Les poudres préparées avec 15, 80 et 270 mg de glucose sont respectivement nommées  $\text{MnO}_x@\text{C15}$ ,  $\text{MnO}_x@\text{C80}$  et  $\text{MnO}_x@\text{C270}$ . À titre de comparaison, une poudre d'oxyde de manganèse ( $\text{MnO}_x$ ) a été préparée sans ajout de glucose, dans des conditions identiques.

Les poudres composites sont successivement caractérisées par diffraction des rayons-X, microscopie électronique à balayage et analyse thermogravimétrique. La voltamétrie cyclique a été utilisée pour caractériser les différentes poudres composites. Uniquement les performances électrochimiques évaluées pour une électrode composite  $\text{MnO}_x@\text{C270}$ -NTCs-PTFE (60 :30 :10) sont présentées dans cette section.

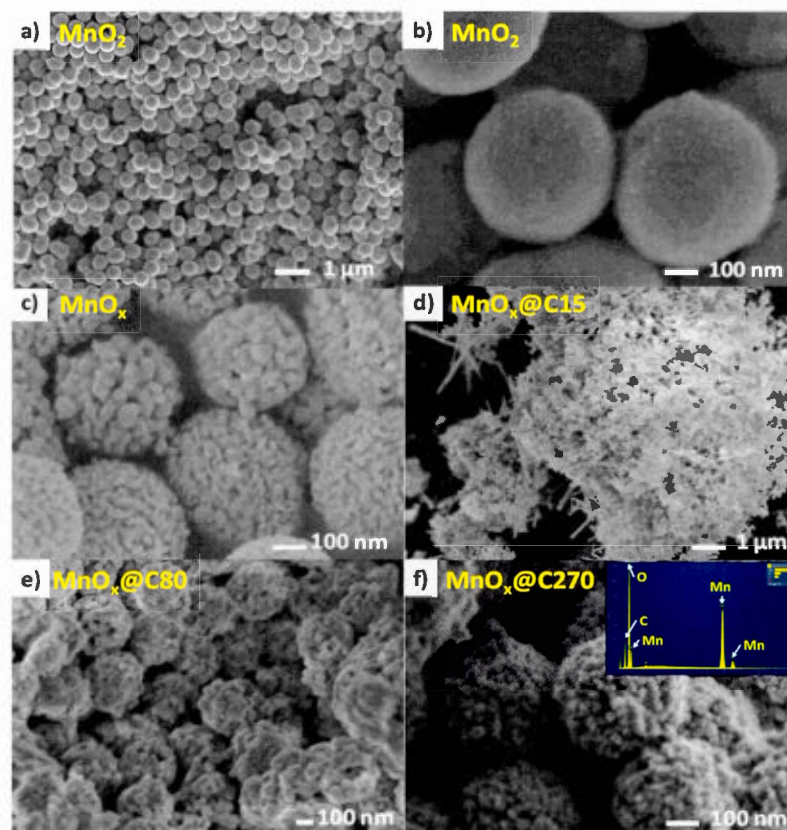
### 5.5.3 Résultats et discussion

#### 5.5.3.1 Caractérisations morphologiques

La figure 5.16 montre les images MEB des différentes poudres synthétisées dans cette étude. Les particules de dioxyde de manganèse sont sphériques et hautement monodisperses (*cf.* figures 5.15a et b).<sup>163</sup> Le diamètre moyen de ces particules est de 451 nm, et leur surface apparaît uniforme. Au chapitre précédent, il a été révélé que ces particules sont poreuses avec une surface spécifique  $S_{\text{BET}}$  mesurée de  $240 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  (*cf.* chapitre IV).

L'image MEB des particules de  $\text{MnO}_x$  obtenues par traitement thermique de  $\text{MnO}_2$  à  $600^\circ\text{C}$  sous  $\text{N}_2$  en l'absence de source de carbone est montrée à la figure 5.15c. Il est possible de voir que la forme sphérique des particules est parfaitement conservée. Cependant, une différence notable est observée au niveau de leur taille (370 nm) et de leur surface externe. La formation des nanoplaquettes bien définies à la surface des sphères confirme l'existence d'une structure cristalline de l'oxyde de manganèse. En effet, Ching *et al.* ont observé une morphologie similaire de leurs nanosphères après une étape de calcination à  $500^\circ\text{C}$ , qui a mené à la formation de  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  avec une  $S_{\text{BET}}$  de  $32 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$ .<sup>163</sup>

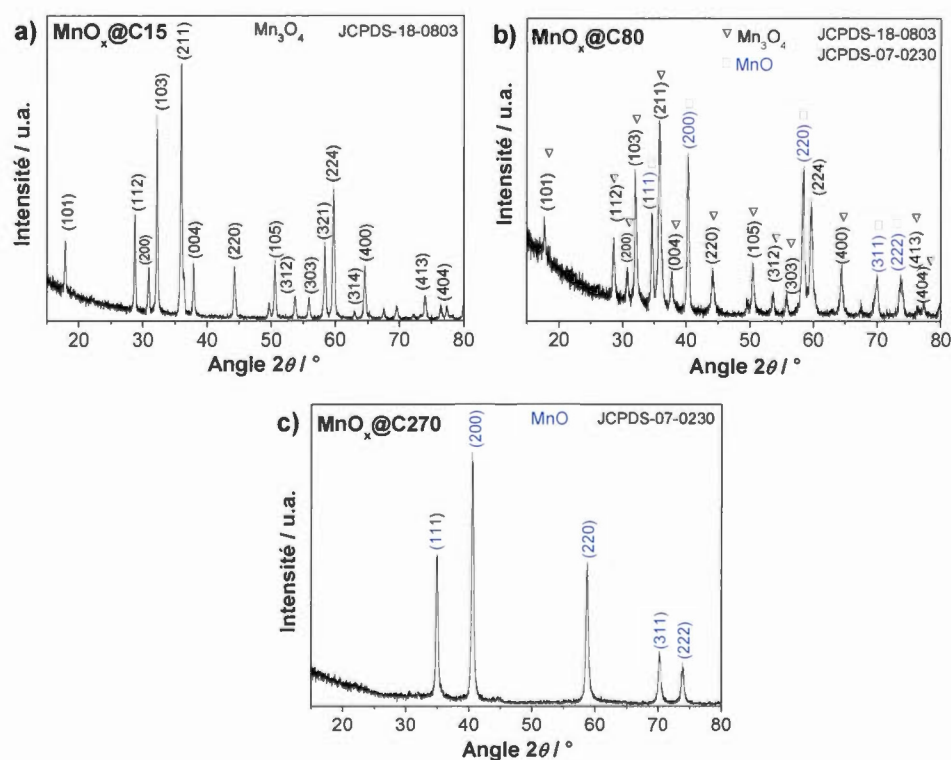
Les images MEB des poudres composites  $\text{MnO}_2@\text{C}$  avec différentes proportions de précurseurs de carbone sont présentées aux figures 5.15d à f. Avec 80 et 270 mg de précurseur de carbone, la forme sphérique des particules est parfaitement conservée et est constituée de sous unités qui rappellent la structure de  $\text{MnO}_x$  (*cf.* figure 5.15e et f.). Dans les deux cas, le diamètre moyen des nanosphères de 340 nm est inférieur à celui des particules de manganèse. Ces observations sont en accord avec les travaux de Su *et al.*<sup>222</sup> Le spectre EDS sur la figure 5.15f révèle la présence du carbone dans le composite. Par contre, avec une faible proportion initiale en glucose ( $\text{MnO}_x@\text{C}15$ ), aucune sphère n'a été observée (*cf.* figure 5.15d). Une étude de microscopie électronique à transmission pourrait s'avérer utile dans ce cas.



**Figure 5.15** Images MEB pour a et b)  $\text{MnO}_2$ , c)  $\text{MnO}_x$ , d)  $\text{MnO}_x@\text{C15}$ , e)  $\text{MnO}_x@\text{C80}$  et f)  $\text{MnO}_x@\text{C270}$ .

La diffraction des rayons-X a permis d'investiguer la structure en surface des poudres  $\text{MnO}_x@\text{C}$ . La figure 5.16 montre les diffractogrammes de  $\text{MnO}_x@\text{C15}$ ,  $\text{MnO}_x@\text{C80}$  et  $\text{MnO}_x@\text{C270}$ . Les trois diffractogrammes sont bien définis et confirment le caractère cristallin des poudres  $\text{MnO}_x@\text{C}$  (cf. figure 5.16a à c). Pour le composite avec la plus faible quantité de précurseurs de carbone, tous les pics peuvent être indexés à une structure hausmanite  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  de grande pureté, en accord avec la fiche JCPDS 18-0803 (cf. figure 5.16a).<sup>223</sup> L'augmentation de la quantité de glucose utilisé pour la préparation du revêtement à base de carbone s'accompagne

d'une diminution du degré d'oxydation du manganèse. En effet, le diffractogramme de  $\text{MnO}_x@\text{C80}$  est biphasique et les pics peuvent être indexés à la fois à la structure hausmanite  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  et manganosite  $\text{MnO}$  d'après les fiches JCPDS 24-0734<sup>224-225</sup> et 07-0230<sup>222, 226</sup> (cf. figure 5.16b). La structure de  $\text{MnO}_x@\text{C270}$  est celle de la manganosite avec la fiche JCPDS 07-0230<sup>222, 226</sup> (cf. figure 5.16c). Finalement, la proportion de carbone étant le seul paramètre qui a été changé entre les différentes préparations, la variation de structure observée pourrait être attribuée à une réduction carbothermique de l'oxyde de manganèse.<sup>227-228</sup> De plus, l'absence de pics caractéristiques du carbone peut être expliquée par une amorphisation du carbone survenant au cours de la synthèse et/ou le départ du carbone en  $\text{CO}_2$ .<sup>227</sup>



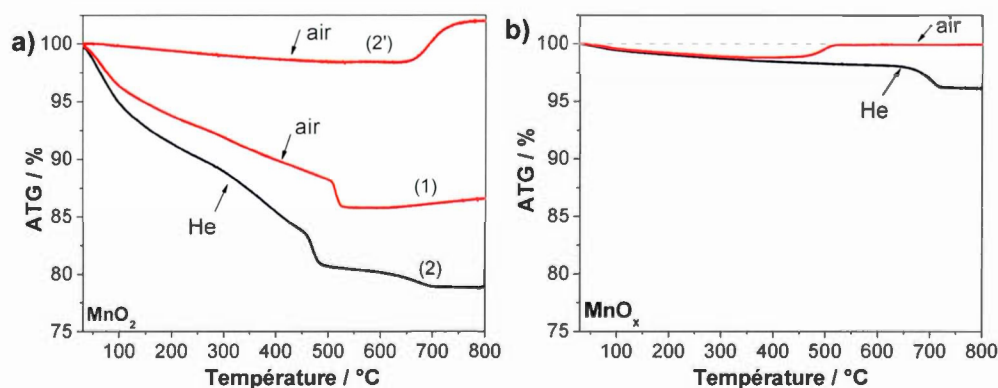
**Figure 5.16** Diffractogrammes des rayons-X pour a)  $\text{MnO}_x@\text{C15}$ , b)  $\text{MnO}_x@\text{C80}$  et c)  $\text{MnO}_x@\text{C270}$ .



Pour valider cette hypothèse, des mesures d'analyse thermogravimétrique ont été réalisées pour chacune des poudres synthétisées. Une première série de mesure a été effectuée en l'absence de carbone dans le but d'observer le comportement de l'oxyde de manganèse sous une atmosphère réductrice. Les résultats sont présentés à la figure 5.17.

La figure 5.17a montre la variation de masse des particules de  $\text{MnO}_2$  entre 30 et 800 °C sous air, échantillon (1) et sous hélium, échantillon (2). Pour l'échantillon (1), une perte de masse de 7,5 % est observée entre 30 et 230 °C. Elle correspond au départ d'eau résiduelle. La perte de masse plus graduelle entre 230 et 525 °C correspond au départ d'eau chimisorbée dans la structure de l'oxyde de manganèse. De 525 à 550 °C, la perte abrupte de masse (3 %) correspond à la transformation de  $\text{MnO}_2$  vers  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .<sup>166</sup> Un léger gain de masse graduel peut être observé à partir de 550 °C et correspondrait à une réoxydation de  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ . Sous hélium, échantillon (2), le profil de perte de masse avec l'augmentation de température pour les particules de  $\text{MnO}_2$  est similaire à celui mesuré sous air. Une première perte de masse d'environ 12 % est observée entre 30 et 230 °C, suivie d'une seconde d'environ 7 % jusqu'à 475 °C correspondant au départ d'eau. Puis, entre 475 et 500 °C, une perte de 3 % est associée à la réduction de  $\text{MnO}_2$  en  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ . La plus basse température observée pour la réduction de  $\text{MnO}_2$  est associée à l'atmosphère plus réductrice fournie par l'utilisation du gaz inerte ; ce qui conduit également à un second palier de réduction vers  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  à partir de 650 °C. Un traitement isothermale est réalisé à 800 °C pendant 1 h sous hélium à la fin de cette expérience, puis une nouvelle mesure de la variation de la masse avec l'augmentation de la température est réalisée sous air, échantillon (2'). Pour l'échantillon (2'), une très légère perte de masse est observée lorsque l'on chauffe  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  jusqu'à 650 °C ce qui suggère que la réduction de  $\text{MnO}_2$  se poursuit dans l'épaisseur interne des particules individuelles de l'oxyde. Au-delà de 650 °C, le gain de 3,6 % en masse correspond à la réoxydation vers une forme plus oxydée de l'oxyde métallique (cf. figure 5.17a).<sup>229-230</sup>

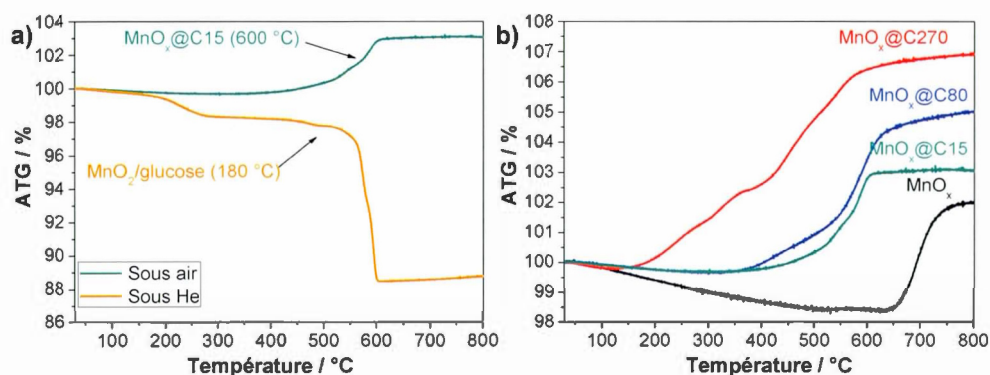
Une deuxième série d'expériences a été réalisée avec la poudre  $\text{MnO}_x$  synthétisée dans les mêmes conditions que nos poudres composites, mais en l'absence de source de carbone. Deux thermogrammes pour cette poudre ont respectivement été obtenus sous air et sous hélium (*cf.* figure 5.17b). Sous hélium, la perte de masse ( $\approx 5\%$ ) observée à partir de  $675^\circ\text{C}$  correspond possiblement à la réduction de  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  vers  $\text{MnO}$ .<sup>227</sup> Le profil de la courbe ATG sous air ressemble à celui obtenu pour l'échantillon (2'). Une légère perte de masse est observée sur une large gamme de température correspondant à la réduction possible dans le volume des particules d'oxyde de manganèse. Puis, le gain de masse observé correspondrait à la réoxydation de la forme réduite de l'oxyde de manganèse. Par ailleurs, la différence de température pour l'oxydation peut dépendre de la taille des particules, de la surface spécifique ou encore de la nature de la forme réduite obtenue après le traitement thermique ( $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  ou  $\text{MnO}$ ).<sup>229-230</sup> Ces résultats sont en adéquation avec les observations de la littérature sur les facteurs influençant l'oxydation ou la réduction de l'oxyde de manganèse.<sup>229-230</sup>



**Figure 5.17** Courbes ATG pour a)  $\text{MnO}_2$  sous air : échantillon (1), sous hélium : échantillon (2), après un traitement isothermale à  $800^\circ\text{C}$  pendant 1 h sous He, mesuré sous air : échantillon (2') et b)  $\text{MnO}_x$  sous air et hélium.

La figure 5.18a compare les courbes ATG de l'échantillon  $\text{MnO}_x\text{@C15}$  avant ( $\text{MnO}_2/\text{glucose}$ ) et après la calcination à 600 °C sous  $\text{N}_2$  pendant 6 h. Pour déterminer la quantité de polymère déposée sur les particules de  $\text{MnO}_2$  après la synthèse hydrothermale, une analyse thermogravimétrique a été réalisée sous hélium avec  $\text{MnO}_2/\text{glucose}$ . La perte de masse (1,5 %) entre 200 et 270 °C correspond à la perte d'eau chimisorbée. Une seconde perte enregistrée entre 570 et 600 °C correspond simultanément à la carbonisation du polymère formé sur les particules de  $\text{MnO}_2$  et à la réduction de l'oxyde de manganèse vers  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  (*cf.*  $\text{MnO}_2/\text{glucose}$ ). En accord avec la diffraction des rayons-X, l'échantillon  $\text{MnO}_x\text{@C15}$  calciné sous  $\text{N}_2$  à 600 °C est constitué d'hausmanite  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  et s'oxyde entre 570 °C et 600 °C probablement en  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ <sup>229-230</sup> avec un gain de masse de 3,1 %, qui est très similaire au gain de masse (3,3 %) observé par Gillot et *al.* pour une oxydation de  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  vers  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ .<sup>230</sup>

La figure 5.18b compare les courbes ATG des différentes poudres composites. Premièrement, il est possible de constater que la température à laquelle débute l'oxydation augmente avec la proportion de glucose utilisé initialement pour la modification des sphères. Ces résultats sont en accord avec les travaux de Welham qui traitent de la réduction carbothermique du manganèse et rapportent que la diminution du ratio  $\text{MnO}_2/\text{C}$  conduit à la réduction successive de  $\text{MnO}_2$  en  $\text{MnO}$  en passant par des structures moins réduites ( $\text{Mn}_2\text{O}_3$  et  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ ).<sup>227</sup> L'obtention de manganosite  $\text{MnO}$  dans les travaux de Su et *al.* avec des concentrations élevées en glucose permet de valider nos observations.<sup>222</sup> Finalement, certains auteurs se sont intéressés aux mécanismes de réduction et d'oxydation de  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ .<sup>229-230</sup> Leurs travaux ont révélé que différents paramètres tels que la taille des nanocristaux ou encore la surface spécifique des particules pouvaient abaisser la température d'oxydation de l'oxyde de manganèse. De plus, les paliers observés (*cf.* figure 5.18b) correspondraient au passage de  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  vers  $\text{Mn}_2\text{O}_3$  puis  $\text{Mn}_2\text{O}_5$ .

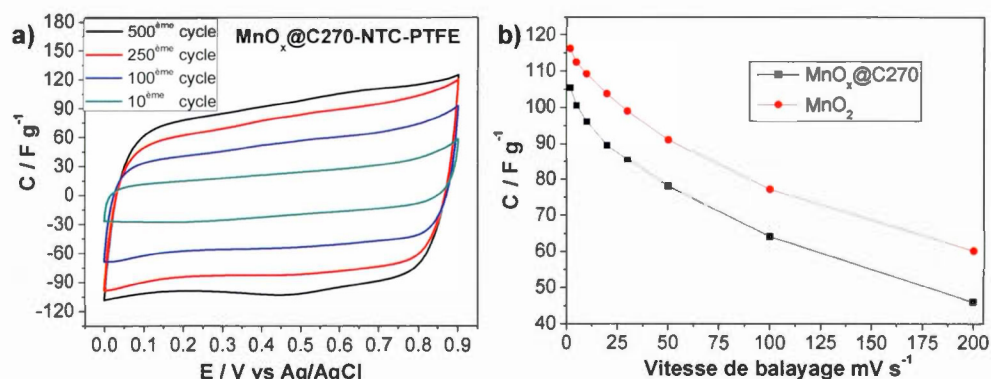


**Figure 5.18** Courbes ATG pour a)  $\text{MnO}_x\text{@C15}$  avant ( $\text{MnO}_x\text{@glucose}$ ) et après le traitement thermique et b)  $\text{MnO}_x$ ,  $\text{MnO}_x\text{@C15}$ ,  $\text{MnO}_x\text{@C80}$  et  $\text{MnO}_x\text{@C270}$ .

### 5.5.3.2 Caractérisations électrochimiques

En raison des faibles performances électrochimiques mesurées pour les électrodes préparées avec les différentes poudres composites, uniquement les résultats obtenus avec une électrode  $\text{MnO}_x\text{@C270-NTC-PTFE}$  (60 :30 :10) sont présentés dans cette partie. Précédemment il a été montré que l'approche utilisée pour recouvrir les particules sphériques de  $\text{MnO}_2$  avec l'enrobage de carbone a conduit à la perte de la structure  $\text{MnO}_2$  pour une structure cristalline de l'oxyde métallique réduit. Il est possible de trouver dans la littérature des exemples de supercondensateurs utilisant des particules de  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  comme matériau d'électrode.<sup>224, 231</sup> Cependant en raison de la très faible capacité spécifique obtenue avec cet oxyde de manganèse, une activation en effectuant plusieurs milliers de cycles de charge/décharge est nécessaire afin d'obtenir des performances satisfaisantes.<sup>224</sup> La seconde approche consiste à incorporer le  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  dans des nanostructures de carbone.<sup>231</sup> La figure 5.19a montre le voltamogramme cyclique typique d'une électrode composite à base d'oxyde de

manganèse à  $2 \text{ mV s}^{-1}$  dans  $0,65 \text{ M K}_2\text{SO}_4$ . Le courant est remplacé par la capacité spécifique. Les voltamogrammes pour les différents cycles sont quasi rectangulaires. Néanmoins, une légère polarisation est observée, ce qui supposerait une moins bonne conductivité de l'électrode malgré la présence des nanotubes de carbones. Une période d'activation, traduite par l'augmentation de la capacité avec le nombre de cycles est nécessaire pour l'obtention d'une capacité optimale avec la poudre composite synthétisée. Une valeur de  $105 \text{ F g}^{-1}$  pour l'électrode ( $C_{\text{MnO}_2} \approx 170 \text{ F g}^{-1}$ ) a été mesurée à basse vitesse de balayage après 500 cycles. Ce qui est du même ordre de grandeur de celle de l'électrode préparée à partir des sphères de  $\text{MnO}_2$ . La rétention de capacité à haute vitesse de balayage est plus faible avec  $\text{MnO}_x@\text{C270}$  (61 %) par rapport à  $\text{MnO}_2$  (66 %). Quoi qu'il en soit, les performances sont constamment plus faibles avec  $\text{MnO}_x@\text{C}$ , probablement en raison de la forme réduite au départ de l'oxyde de manganèse qui nécessite une plus longue activation.



**Figure 5.19** a) Évolution du voltamogramme cyclique du 10 au 500<sup>e</sup> cycle dans  $0,65 \text{ M K}_2\text{SO}_4$  à  $2 \text{ mV s}^{-1}$  et b) variation de la capacité spécifique par masse totale de l'électrode composite avec la vitesse de balayage, à partir du 500<sup>e</sup> cycle ; pour  $\text{MnO}_x@\text{C270-NTCs-PTFE}$  (60 :30 :10) et comparaison avec  $\text{MnO}_2\text{-NTCs-PTFE}$  (60 :30 :10).



#### 5.5.4 Conclusion

La dernière approche présentée dans ce chapitre s'est focalisée sur des essais d'optimisation du revêtement de carbone sur les particules sphériques de l'oxyde de manganèse. À l'instar du revêtement de carbone sur les particules de  $\text{LiFePO}_4$  pour les matériaux de cathode des batteries au lithium, il est attendu que cette combinaison améliore les performances électrochimiques des particules à base de  $\text{MnO}_2$ , notamment leur conductivité électronique. Dans cette section, des résultats préliminaires ont été présentés et nécessitent une investigation plus poussée. Des observations intéressantes ont tout de même été faites.

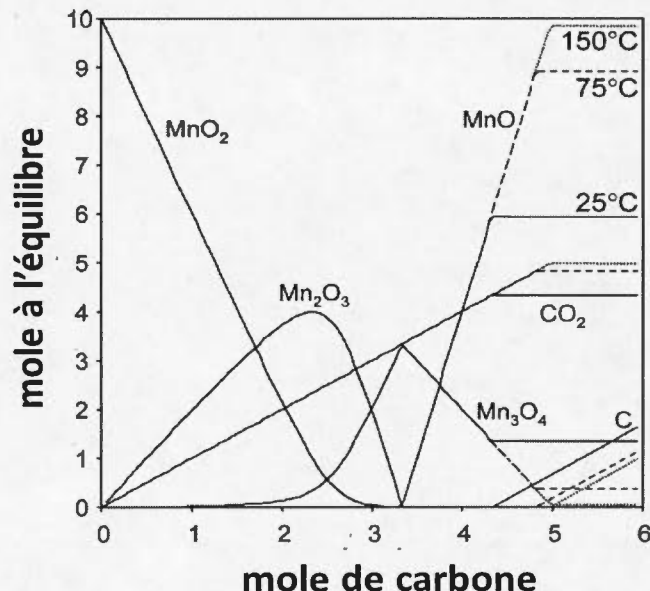
Premièrement, d'après des études thermodynamiques rapportées dans la littérature sur la réduction de  $\text{MnO}_2$ , le diagramme d'Ellingham pour le système Mn-O-C à une pression totale de 1 atm, montre que la perte d'oxygène de  $\text{MnO}_2$  à  $T > 510^\circ\text{C}$  conduit à la formation de  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ; qui plus tard ( $915^\circ\text{C}$ ) se réduit en  $\text{Mn}_3\text{O}_4$ .<sup>227</sup> La figure 5.20 montre le diagramme d'équilibre thermodynamique du mélange  $\text{MnO}_2$  et carbone en fonction de la proportion de carbone ( $25, 75$  et  $150^\circ\text{C}$ ) à pression atmosphérique, d'après Wehlan.<sup>227</sup> La réduction du dioxyde de manganèse passe par plusieurs états réduits, à savoir  $\text{MnO}_2 \Rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 \Rightarrow \text{Mn}_3\text{O}_4 \Rightarrow \text{MnO}$ . De plus, en dessous de  $150^\circ\text{C}$  à pression atmosphérique, la réduction de  $\text{MnO}_2$  en présence de carbone est incomplète. Un ratio  $\text{MnO}_2/\text{C}$  de 2:1 est nécessaire pour réduire totalement le dioxyde de manganèse en  $\text{MnO}$ . Les différents oxydes de manganèse obtenus dans cette étude après calcination résultent bien d'une réduction carbothermique de  $\text{MnO}_2$ .<sup>227-228</sup>

En second lieu, une étude similaire a rapporté la préparation de composite  $\text{MnO}/\text{C}$  en utilisant le glucose comme source de carbone.<sup>222</sup> La structure  $\text{MnO}$  obtenue dans ces travaux<sup>222</sup> peut être corrélée à la structure trouvée pour  $\text{MnO}_x@\text{C270}$  contenant approximativement un ratio  $\text{MnO}_2/\text{C}$  de 1:1.<sup>227</sup> Par ailleurs,

l'absence de pics en DRX attribués au carbone serait due à la nature amorphe du revêtement de carbone.<sup>222</sup>

En ce qui concerne les résultats électrochimiques, la réduction de  $\text{MnO}_2$  survenant lors de la synthèse va considérablement affecter la capacité spécifique des particules de l'oxyde métallique.

L'analyse élémentaire et la microscopie électronique en transmission seraient intéressantes pour confirmer la présence du carbone sur nos poudres composites. D'autre part des mesures de surfaces spécifiques BET, de porosité et de conductivité électronique permettraient d'évaluer l'influence de ces différents paramètres sur les performances électrochimiques des poudres  $\text{MnO}_x@\text{C}$ . Enfin, l'utilisation électrochimique de ce type de composites a déjà été démontrée dans le domaine des batteries au lithium.<sup>221-222</sup>



**Figure 5.20** Composition à l'équilibre thermodynamique du mélange entre  $\text{MnO}_2$  et le carbone en fonction de la teneur en carbone à 25, 75 et 150 °C à pression atmosphérique. D'après<sup>227</sup>.

## 5.6 Conclusion du chapitre

Quatre approches différentes pour augmenter les performances électrochimiques de l'électrode composite  $\text{MnO}_2$ -C-liant ont été évaluées dans ce chapitre.

Dans un premier temps, il s'agissait d'augmenter l'accessibilité des ions dans le dioxyde de manganèse. Pour ce faire, plusieurs électrolytes ont été étudiés, la porosité d'une électrode composite a été modifiée en utilisant du bicarbonate d'ammonium comme motif, et enfin, l'additif conducteur a été modifié par greffage covalent d'un polymère hydrophile afin de maximiser l'accessibilité des ions à l'interface  $\text{MnO}_2$ /carbone. Il a été observé que la capacité spécifique dépendait de la concentration et de la taille des ions solvatés de l'électrolyte. La valence du cation ne semble avoir aucun effet sur les performances électrochimiques de  $\text{MnO}_2$ , car le nombre de sites actifs pour la réduction de Mn (IV) en Mn (III) est limité à la surface de l'oxyde métallique. En effet, seule la facilité à laquelle le cation va diffuser dans la masse de  $\text{MnO}_2$  va créer des différences entre les valeurs de capacité spécifique mesurées. D'autre part, l'intérêt des pores interconnectés pour l'amélioration des performances à haute vitesse de cyclage a également été confirmé.

La seconde approche consistait en l'amélioration de la conductivité électronique de  $\text{MnO}_2$  par un enrobage de carbone. La tentative d'enrobage de particules sphériques de  $\text{MnO}_2$  par un revêtement de carbone a mis en évidence une dénaturation de l'oxyde métallique qui se produit lors du traitement thermique. Une réaction carbothermique va entraîner la réduction de  $\text{MnO}_2$  en  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  ou en  $\text{MnO}$ , en fonction de la quantité de précurseurs de carbone utilisé. De ce fait, de faibles performances ont été enregistrées pour les formes réduites de  $\text{MnO}_2$  qui nécessitent d'être réoxydées en  $\text{MnO}_2$  au cours du cyclage électrochimique. S'agissant d'une approche préliminaire, des caractérisations supplémentaires devront être effectuées afin d'optimiser les conditions de préparation de ces poudres composites.

## CHAPITRE VI

### DISCUSSION GENERALE

#### 6.1 Introduction

Actuellement, le dioxyde de ruthénium ( $\text{RuO}_2$ ) constitue l'état de l'art des électrodes pseudocapacitives pour les supercondensateurs électrochimiques. Cependant, son coût élevé et l'utilisation d'un électrolyte très acide en limitent son utilisation pour des applications respectueuses de l'environnement.<sup>9, 34</sup> Le dioxyde de manganèse ( $\text{MnO}_2$ ) apparaît comme une bonne alternative au  $\text{RuO}_2$ .<sup>10, 15</sup>  $\text{MnO}_2$  démontre un comportement pseudocapacitif en milieu aqueux neutre, possède un coût très accessible et une capacité théorique de  $1233 \text{ F g}^{-1}$ .<sup>10-11</sup> Associé à une électrode négative de carbone activé dans un système asymétrique, cette combinaison va permettre à la fois d'augmenter la capacité du système à l'électrode positive tout en maintenant une réponse rapide en charge et décharge à l'électrode négative. Par ailleurs, la haute surtension des deux électrodes pour les réactions d'évolution de  $\text{H}_2$  et  $\text{O}_2$  va permettre d'élargir la tension de cellule à 2 V. Ceci contribuera à l'augmentation de la densité d'énergie du supercondensateur.<sup>10, 78</sup> De plus dans le cas d'une utilisation électrochimique maximale de l'oxyde métallique, sa grande densité permettrait d'augmenter les performances en terme de capacité volumique, ce qui est intéressant lors de la mise en boîte des dispositifs.

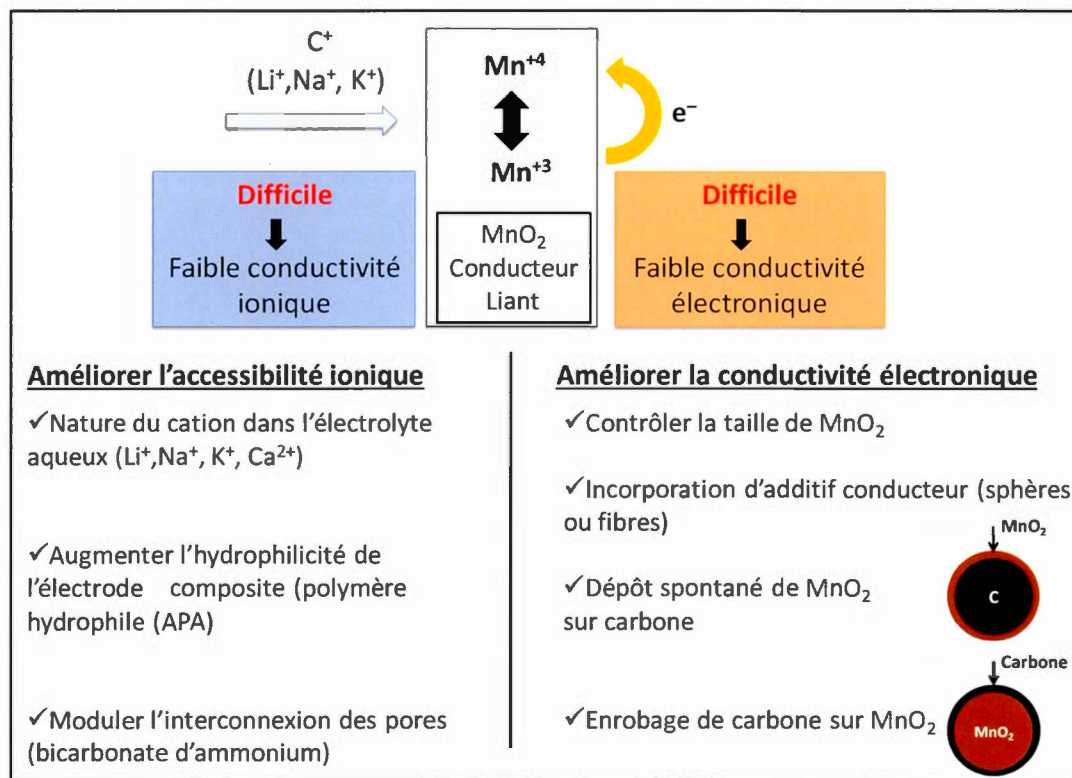
Cependant, les performances observées expérimentalement pour l'électrode positive sont largement en dessous des espérances.<sup>9, 12</sup> Des valeurs de capacités



spécifiques se rapprochant de la valeur théorique n'ont été obtenues que dans le cas de films minces de  $\text{MnO}_2$  déposés sur des substrats conducteurs ou des nanoarchitectures de carbone.<sup>9, 17</sup> Pour les électrodes à base de poudres de  $\text{MnO}_2$ , et de plusieurs microns d'épaisseur, les capacités rapportées par gramme de matière active sont comprises entre 100 et 300  $\text{F g}^{-1}$ .<sup>9, 12</sup> La faible utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$  de l'ordre de 10 à 20 % de sa capacité théorique est associée à la mauvaise conductivité intrinsèque, tant électronique qu'ionique du dioxyde de manganèse.<sup>12-16</sup>

Les approches rapportées dans la littérature pour améliorer les performances électrochimiques de l'électrode positive englobent l'ajout d'additifs conducteurs (ex. carbones, polymères, ou encore oxydes mixtes)<sup>9, 12, 18-23</sup>, ou l'utilisation de différents électrolytes<sup>69, 168-169, 171-172, 191</sup>. La figure 6.1 présente la problématique et les approches que nous avons envisagées au cours de cette thèse.





**Figure 6.1 Problématique et objectifs de la thèse.**

## 6.2 Amélioration de l'accessibilité ionique

La porosité des matériaux d'électrodes est un paramètre à prendre en compte lors de la préparation des électrodes de supercondensateurs. L'augmentation de la porosité dans le matériau peut offrir plus de voies d'accès à l'électrolyte vers les sites actifs qui vont conduire à une amélioration des performances électrochimiques. De plus, une grande porosité va permettre de sauvegarder l'intégrité physique de l'électrode qui est généralement soumise à des contraintes mécaniques pendant les processus de charge et décharge.<sup>9</sup>

L'intérêt de la contribution des pores sur les performances électrochimiques a déjà été observé dans le domaine des supercondensateurs à double couche électrochimique.<sup>51-52</sup> Dans le cas du carbone activé, les études ont montré que l'adsorption des ions dans les pores inférieurs à 0,7 nm passe par une déformation de leur sphère de solvation et conduit à des conductivités ioniques beaucoup plus faibles que dans les macropores.<sup>53</sup> La déformation de la sphère de solvation lors de l'accès des ions dans les pores dépend de la nature de l'ion et du solvant.<sup>55</sup> Finalement, l'interconnexion entre les mésopores et les micropores semble être nécessaire afin d'assurer le transport des ions vers les micropores.<sup>56</sup>

En ce qui concerne l'électrode pseudocapacitive à base de  $\text{MnO}_2$ , les résultats de la littérature ont montré qu'il n'y a pas de réelle corrélation entre la surface spécifique et les valeurs de capacité,<sup>83</sup> mais que l'augmentation de la capacité est tout de même liée à la distribution des pores.<sup>9, 89, 121</sup>

D'autre part, l'accessibilité de l'électrolyte dans le matériau actif va également dépendre du caractère hydrophile ou hydrophobe du matériau d'électrode. Par exemple, l'effet positif de la mouillabilité de la surface du carbone a été discuté dans de nombreuses publications.<sup>64-66</sup> Améliorer la mouillabilité des matériaux d'électrode augmente communément la vitesse de charge et décharge, et va permettre l'obtention de valeurs de capacités spécifiques plus grandes. De plus, les défauts (ex. présence de groupements fonctionnels) au niveau de la surface de carbone vont interagir avec la sphère de solvation des ions, réduisant ainsi la distance de séparation moyenne à l'interface carbone/ion, et donc entraîner une augmentation de la capacité spécifique.<sup>67-68</sup> Dans le cas du  $\text{MnO}_2$ , l'utilisation d'un liant superabsorbant à base d'acide polyacrylique a permis l'augmentation de la capacité spécifique de l'oxyde métallique, car, en plus de son rôle de liant, la présence d'acide polyacrylique sur le  $\text{MnO}_2$  facilite la distribution homogène de l'électrolyte au travers de l'épaisseur

active. Ceci augmente l'accessibilité des ions au niveau des sites actifs de chaque particule individuelle de  $\text{MnO}_2$ .<sup>192</sup>

Le tableau 6.1 rapporte les valeurs de capacité par gramme de  $\text{MnO}_2$  dans l'électrode composite pour les trois approches réalisées pour améliorer l'accessibilité des ions dans l'électrode composite.

Tableau 6.1 Tableau récapitulatif des performances électrochimiques.

Électrode composite (% m/m)	Conductivité spécifique (mS cm <sup>-1</sup> )			Angle de contact (°)	Potentiel (V vs Ag/AgCl)	Capacité spécifique	
	Électrolyte	Concentration (mol L <sup>-1</sup> )	Électrolyte			$C_{MnO_2}^*$ (F g <sup>-1</sup> MnO <sub>2</sub> )	$C_{MnO_2}^*$ (F g <sup>-1</sup> MnO <sub>2</sub> )
MnO <sub>2</sub> -NA/APA-PTFE <sup>a</sup> (60:29/10:1)	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,65	109	16	-0,1-0,9	172	69
MnO <sub>2</sub> -NA-PTFE <sup>b</sup> (60:30:10)	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0,65	109	35	-0,1-0,9	169	79
	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1,00	92	-	-0,1-0,9	183	67
	LiNO <sub>3</sub>	5,00	157	-	-0,1-0,9	224	76
	LiNO <sub>3</sub>	0,50	36	-	-0,1-0,9	210	94
	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	0,50	65	-	-0,1-0,9	311	104
MnO <sub>2</sub> -NA-PTFE <sup>c</sup> modifié par NH <sub>4</sub> HCO <sub>3</sub> (60:30:10)	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	0,50	65	-	+0,1-1,15	204	91
	LiNO <sub>3</sub>	0,50	65	22	-0,1-0,9	205	106

<sup>a</sup> Électrode modifiée par l'acide polyacrylique (APA) greffé sur du noir d'acétylène (NA)

<sup>b</sup> Électrode non modifiée

<sup>c</sup> Électrode modifiée par du bicarbonate d'ammonium

\*  $C_{MnO_2}$  calculée par masse de matière active (cf. eq. 5.3)

### 6.2.1 Moduler le volume poreux de l'électrode

De ce fait, nous nous sommes proposé de modifier la porosité interne de l'électrode en utilisant du bicarbonate d'ammonium.<sup>178</sup> La basse température de fusion de ce composé (41,9 °C) et les gaz qu'il produit (NH<sub>3</sub>, CO<sub>2</sub> et H<sub>2</sub>O), dont le diamètre est inférieur au nanomètre, en font un motif intéressant pour la création d'un réseau de micropores et de mésopores interconnectés. La figure 5.5 montrait la configuration schématique de l'électrode modifiée MnO<sub>2</sub>-noir d'acétylène-poly(tétrafluoroéthylène) (MnO<sub>2</sub>-NA-PTFE, 60 :30 :10).

Il a été observé que l'étape de décomposition du bicarbonate d'ammonium n'entraîne aucune modification structurale de MnO<sub>2</sub>, ceci est dû à la basse température (90 °C) utilisée pour le traitement thermique du film composite. L'utilisation de 20 % en masse de NH<sub>4</sub>HCO<sub>3</sub> a conduit à une augmentation de 3 % du volume poreux de l'électrode. Un effet notable a été observé sur la distribution de la taille des pores comme démontré à la figure 5.8. L'apparition de nouveaux pores entre 2 et 2,5 nm en comparaison à l'électrode non modifiée suggère probablement une amélioration de l'interconnexion entre les pores.

La seconde observation intéressante à cette approche est la légère augmentation de conductivité électronique mesurée pour l'électrode modifiée de 0,8 vs 0,7 S cm<sup>-1</sup> pour l'électrode non modifiée. D'après Singh *et al.*<sup>178</sup>, l'utilisation de ce motif peut améliorer le contact entre le carbone et la matière active par formation d'une électrode composite compacte, induite par l'ajout de NH<sub>4</sub>HCO<sub>3</sub> avant sa décomposition.

La modification de la porosité par le bicarbonate d'ammonium a conduit à une meilleure rétention de capacité à haute vitesse de balayage pour l'électrode composite MnO<sub>2</sub>-NA-PTFE (*cf.* tableau 6.1). Cette augmentation peut être associée au volume poreux et à la distribution de la taille des pores obtenue par cette approche.<sup>56, 63, 178</sup>



Néanmoins, les valeurs à  $2 \text{ mV s}^{-1}$  sont dans la gamme des valeurs rapportées dans la littérature pour les électrodes à base de poudres de  $\text{MnO}_2$ .<sup>9, 12, 16, 83</sup> À basse vitesse de balayage, l'augmentation de 3 % du volume poreux n'est pas suffisante pour voir un effet sur la capacité de l'électrode. Peut-être qu'une augmentation de la quantité de  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  permettrait d'accroître le volume poreux de l'électrode composite et probablement entraîner un effet positif sur la capacité à basse vitesse de cyclage. Cependant, il est important de noter qu'une quantité trop importante de  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  peut possiblement affecter la macroporosité de l'électrode en augmentant les espaces vides entre les larges particules de  $\text{MnO}_2$ , et donc détériorer la conductivité électronique de l'électrode. Ce qui devrait affecter négativement les performances à haute vitesse de balayage.

Malgré la légère amélioration de rétention de capacité à  $100 \text{ mV s}^{-1}$  (cf. tableau 6.1), les faibles valeurs de capacité confirment la nécessité d'augmenter la conductivité électronique de l'électrode composite, afin d'optimiser les performances à haute vitesse de cyclage.<sup>128</sup> Finalement, il serait intéressant d'observer l'électrode composite modifiée par imagerie Raman 3D pour déterminer si la morphologie compacte de l'électrode avant et après décomposition de  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  est réellement conservée. Ce qui pourrait expliquer la légère augmentation du volume poreux (3 %).

### 6.2.2 Nature du cation dans l'électrolyte aqueux

Nous avons également entrepris d'améliorer les performances électrochimiques de l'électrode composite  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  (60 :30 :10) en faisant varier non seulement la taille du cation dans l'électrolyte aqueux, mais également sa valence. Les valeurs de capacités spécifiques rapportées dans le tableau 6.1 pour les différents électrolytes sont en accord avec les valeurs de la littérature.<sup>12, 69, 83</sup>

Pour les cations monovalents à concentration maximale, la capacité la plus élevée ( $224 \text{ F g}^{-1}$  de  $\text{MnO}_2$ ) à  $2 \text{ mV s}^{-1}$  a été obtenue dans une solution aqueuse de  $5 \text{ M LiNO}_3$  (*cf.* tableau 6.1), et correspond aux observations de Mosqueda *et al.*<sup>69</sup> La large solubilité des sels de lithium associée à l'insertion favorable de  $\text{Li}^+$  au niveau des sites d'adsorption de  $\text{MnO}_2$ <sup>69</sup>, entraîne une meilleure utilisation de l'oxyde métallique. À haute vitesse de balayage, la diffusion des ions étant limitante, les capacités entre les différents électrolytes sont équivalentes (*cf.* tableau 6.1). Il apparaît évident que la taille du cation et son affinité avec la structure de l'oxyde de manganèse vont jouer un rôle sur les performances électrochimiques de l'électrode à base de  $\text{MnO}_2$ . D'autre part, l'ordre de grandeur des valeurs mesurées montre bien que seule la surface externe du matériau actif est électrochimiquement accessible. Les différences observées pour l'ensemble des électrolytes vont possiblement être associées à la diffusion de chaque cation dans la masse de  $\text{MnO}_2$  (*cf.* tableau 6.1).

La seconde série de mesures a permis de confirmer que la valence du cation n'a pas d'effet sur l'utilisation électrochimique de l'oxyde métallique. Deux groupes de recherche, ont observé une variation de capacité spécifique à la suite de l'insertion d'un cation bivalent ( $\text{Ca}^{2+}$  ou  $\text{Mg}^{2+}$ ) ou monovalent ( $\text{Na}^+$ ) et l'ont attribué à la valence double qui permettrait d'accroître la quantité de charges stockée par l'électrode lors de la réduction de Mn (IV) en Mn (III).<sup>168-169, 171-172</sup> Il est vrai que si l'électrode est cyclée sur la même plage de potentiel à savoir de  $-0,1$  à  $0,9 \text{ V}$  dans les deux électrolytes, une large capacité spécifique de  $\approx 310 \text{ F g}^{-1}$  (*cf.* tableau 6.1) est obtenue en présence du cation bivalent.<sup>168, 171-172</sup> Cette augmentation de capacité a été attribuée à la contribution faradique survenant proche de la limite de potentiel négative. La réaction de réduction de  $\text{MnOOH}$  en  $\text{Mn(OH)}_2$  a été attribuée à la vague cathodique à  $0 \text{ V}$  à partir des travaux de Kumar et Munichandraiah.<sup>169</sup> Des caractérisations supplémentaires, telles que la spectroscopie du photoélectron X permettrait d'avoir accès aux structures formées lors du cyclage de  $\text{MnO}_2$  à différents potentiels,<sup>11</sup> dans  $0,5 \text{ M Ca(NO}_3)_2$  par exemple.

Un comportement pseudocapacitif typique de l'électrode composite à base de  $\text{MnO}_2$  est observé entre 0,1 et 1,15 V dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  comme démontré par la forme quasi rectangulaire des voltamogrammes (*cf.* chapitre V). Cette observation est en accord avec la littérature.<sup>171-172</sup> Les valeurs de capacité spécifique pour l'électrode composite dans 0,5 M  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  et 0,5 M  $\text{LiNO}_3$  sont alors identiques (*cf.* tableau 6.1), lorsque l'électrode démontre un comportement pseudocapacitif sur la gamme de potentiel étudiée. Dans les deux électrolytes, la capacité par masse active de  $\text{MnO}_2$  est de  $210 \text{ F g}^{-1}$  (*cf.* tableau 6.1). Finalement pour des concentrations, des conductivités ioniques et des tailles d'ions similaires, la valence du cation n'a aucun effet sur l'utilisation électrochimique du  $\text{MnO}_2$ . Une fois de plus, l'accessibilité des ions vers les sites actifs de  $\text{MnO}_2$  va dépendre de la conductivité de la solution (reliée à la concentration), de la taille des ions solvatés et de la tortuosité des pores des matériaux d'électrodes.

### 6.2.3 Amélioration du caractère hydrophile de l'électrode

Il a été mentionné plus haut que le caractère hydrophile aurait un impact sur les performances électrochimiques des matériaux d'électrodes pour les supercondensateurs. Le polymère liant à base de fluorure de polyvinylidène (PVDF) ou de PTFE n'apporte aucune contribution électroactive à la capacité de l'électrode, mis à part une masse inactive qui va abaisser la capacité massique de l'électrode. Réduire sa proportion dans la composition de l'électrode ou alors le remplacer par un polymère électroactif serait intéressant. D'autre part, le caractère hydrophobe de ce type de liant va abaisser l'accessibilité des ions d'une solution aqueuse.

L'utilisation de l'acide polyacrylique (APA) comme polymère liant a été largement démontrée dans le domaine des batteries au lithium.<sup>180-181, 184-189</sup> Cependant, à notre connaissance très peu d'articles mentionnent son utilisation dans

le domaine des supercondensateurs électrochimiques.<sup>192</sup> Dans l'étude rapportée par Lee et *al.* sur la préparation par mélange mécanique d'une électrode composite à base de MnO<sub>2</sub>, utilisant APA comme liant, 7 % (m/m) de PVDF supplémentaire a été nécessaire pour assurer la tenue mécanique du film composite.<sup>192</sup> En nous inspirant des travaux de Matrab et *al.*,<sup>205-208</sup> le greffage spontané de façon covalente de APA (25 % en masse) sur la poudre de noir carbone, utilisée dans la formulation de notre film composite, a permis de réduire considérablement la proportion de PTFE à 1 % en masse dans l'électrode composite.

Le tableau 6.2 donne les valeurs d'angle de contact pour les matériaux préparés dans cette étude. La faible valeur d'angle de contact pour le film préparé uniquement avec le noir d'acétylène et l'acide polyacrylique est attribuée au bon recouvrement des particules de carbone par le polymère hydrophile. Une augmentation de la mouillabilité du film composite MnO<sub>2</sub>-NA-liant d'environ 55 % a été observée.

**Tableau 6.2 Angle de contact des différents matériaux.**

Échantillon	MnO <sub>2</sub> -PTFE (90:10)	NA-PTFE (90:10)	NA/APA (75:25)	MnO <sub>2</sub> -NA-PTFE (60:30:10)	MnO <sub>2</sub> -NA/APA-PTFE (60:29/10:1)
Angle de contact / °	26	44	8	35	16

Malgré l'amélioration du caractère hydrophile de l'électrode qui suppose une augmentation de l'accessibilité des ions dans l'électrode, aucune augmentation des capacités spécifiques n'est observée pour l'électrode composite modifiée. De plus à haute vitesse de balayage la rétention de capacité pour l'électrode modifiée est très faible (*cf.* tableau 6.1). Contrairement aux travaux de Lee et *al.* où l'acide

polyacrylique recouvre entièrement les particules de  $\text{MnO}_2$  et est également présent sur la surface poreuse,<sup>192</sup> il se retrouve uniquement à la surface externe des particules de  $\text{MnO}_2$ , à l'interface avec le noir d'acétylène ( $\text{MnO}_2/\text{APA}/\text{NA}$ ) dans notre étude ; ce qui expliquerait les valeurs observées à basse vitesse de balayage. À basse vitesse de balayage, la quasi-totalité des sites d'adsorption des cations au niveau de la surface externe de  $\text{MnO}_2$  est utilisée ; d'où les capacités identiques (*cf.* tableau 6.1). À haute vitesse de balayage non seulement la diffusion des ions est un paramètre limitant, mais également la conductivité électronique de l'électrode composite.<sup>128</sup> Il a été rapporté que le greffage sur le carbone par réduction de sels de diazonium entraîne une augmentation de la résistance électronique du support de carbone.<sup>211</sup> La fonction principale d'additif conducteur du carbone utilisé serait altérée par cette approche, ce qui influencerait les performances électrochimiques à haute vitesse. Des études de conductivité électronique devraient permettre de confirmer cette hypothèse. Finalement, la modification du carbone proposée dans cette étude est intéressante pour l'électrode négative à base de carbone activé dans le dispositif asymétrique carbone/ $\text{MnO}_2$  en électrolyte aqueux, et devrait contribuer à l'augmentation de la capacité volumique du dispositif.

### 6.3 Amélioration de la conductivité électronique

Le dioxyde de manganèse est caractérisé par une faible conductivité électronique ( $< 10^{-3} \text{ S cm}^{-1}$ ).<sup>16</sup> Les approches rapportées dans la littérature pour augmenter la conductivité électronique des poudres de manganèse incluent l'ajout d'additifs conducteurs à base de carbone (ex. noir de carbone, graphène, graphite, et nanotubes de carbones) de différentes formes (ex. sphères, fibres et plaquettes) ; ou encore l'incorporation de  $\text{MnO}_2$  dans des nanostructures de carbones<sup>232</sup> (ex. nanotubes de carbone et graphène).<sup>12</sup> La première approche conduit généralement à des capacités spécifiques de l'ordre de  $200 \text{ F g}^{-1}$  rapportées par gramme de  $\text{MnO}_2$ .<sup>16</sup>



<sup>83</sup> La seconde approche quant à elle conduit à des valeurs de capacités allant jusqu'à  $700 \text{ F g}^{-1}$  mais la masse de dioxyde de manganèse est généralement  $< 100 \mu\text{g}$  et l'épaisseur de l'électrode composite  $< 100 \text{ nm}$ .<sup>9, 12, 17, 122</sup> De plus, à notre connaissance, aucune étude ne rapporte le revêtement du dioxyde de manganèse par un enrobage de carbone pour les matériaux d'électrodes de supercondensateurs. Trois approches ont été réalisées en ce sens, à savoir l'étude de différents types d'additifs conducteurs à base de carbone, suivie du dépôt de  $\text{MnO}_2$  sur des particules sphériques de carbone, et inversement, l'enrobage de particules sphériques de  $\text{MnO}_2$  par du carbone.

Le tableau 6.3 résume les valeurs de capacités spécifiques mesurées pour les trois approches pour des électrodes composites  $\text{MnO}_2\text{-C-PTFE}$  (60 :30 :10). À faible vitesse de balayage, la valeur de capacité spécifique moyenne par masse de  $\text{MnO}_2$  est  $175 \text{ F g}^{-1}$  pour les différentes électrodes composites, et qui se retrouve dans la gamme de valeurs rapportées dans la littérature pour les électrodes à base de poudres de  $\text{MnO}_2$ .<sup>14-16, 83-84, 91-92, 113</sup>

Tableau 6.3 Tableau récapitulatif des performances électrochimiques. D'après<sup>16, 166</sup>.

Électrode	(% m/m) <sup>a</sup>	Densité MnO <sub>2</sub> (mg cm <sup>-2</sup> )	Épaisseur (μm)	C à 2 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> )	C à 100 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> )	Rétention de C entre 2 et 100 mV s <sup>-1</sup> (%)	C <sub>MnO2</sub> <sup>b</sup> à 2 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> )	C <sub>MnO2</sub> <sup>b</sup> à 100 mV s <sup>-1</sup> (F g <sup>-1</sup> )	Rétention de C <sub>MnO2</sub> <sup>b</sup> entre 2 et 100 mV s <sup>-1</sup> (%)
MnO <sub>2</sub>	(90)	34	143	56	8	14	56	8	14
AB	(90)	—	140	5	5	100	—	—	—
BP	(90)	—	140	100	83	83	—	—	—
NTC	(90)	—	76	11	10	91	—	—	—
VGCF	(90)	—	102	1	1	100	—	—	—
Vulcan	(90)	—	89	15	13	87	—	—	—
MnO <sub>2</sub> -AB	(60:30)	9	95	105	70	67	173	114	66
MnO <sub>2</sub> -BP	(60:30)	7	86	133	84	63	175	99	57
MnO <sub>2</sub> @BP	(60:30)	7	82	122	79	64	—	—	—
MnO <sub>2</sub> -NTC	(60:30)	9	89	118	94	80	191	152	80
195S MnO <sub>2</sub> -NTC	(60:30)	3	87	125	88	71	203	142	70
218S MnO <sub>2</sub> -NTC	(60:30)	4	63	122	91	75	198	146	74
451S MnO <sub>2</sub> -NTC	(60:30)	5	85	116	77	66	188	123	65
S MnO <sub>2</sub> @C270-NTC	(60:30)	7	87	105	64	61	170	100	59
MnO <sub>2</sub> -VGCF	(60:30)	9	83	100	67	67	166	111	67
MnO <sub>2</sub> -Vulcan	(60:30)	13	95	91	60	66	144	94	65

<sup>a</sup> Électrode composite préparée avec 10 % en masse de PTFE.

<sup>b</sup> C<sub>MnO2</sub> calculée par masse de matière active.

### 6.3.1 Influence du carbone conducteur

Dans cette étude, plusieurs carbones aux propriétés physiques et structurales différentes ont été utilisés. En ce qui concerne leur forme, ils peuvent être séparés en deux groupes d'après leurs images MEB respectives (*cf.* chapitre II), les noirs de carbone de forme sphérique (noir d'acétylène (NA), Black Pearls (BP), et Vulcan) et les carbones en forme de filaments (nanotubes de carbone (NTC) et les fibres de carbone (VGCF)).

Dans une première série de mesures, deux noirs de carbone ont été comparés. Les conductivités électroniques sont de 5,6 et 3,9 S cm<sup>-1</sup> respectivement pour NA et BP, mais la plus grande différence entre les deux carbones réside dans leurs surfaces spécifiques. Le noir de carbone BP avait été choisi pour jouer à la fois le rôle d'additif conducteur et de réservoir pour les espèces ioniques de l'électrolyte. Premièrement, l'ajout d'un quelconque additif conducteur à base de carbone va permettre d'améliorer l'utilisation électrochimique de MnO<sub>2</sub> en comparaison à des électrodes de MnO<sub>2</sub> préparées sans carbone. En l'absence de carbone, seulement une faible épaisseur de MnO<sub>2</sub> proche du collecteur de courant est active électrochimiquement. L'ajout de l'additif conducteur va permettre d'augmenter la fraction de MnO<sub>2</sub> accessible électrochimiquement, *via* des chemins de diffusion électronique. À 2 mV s<sup>-1</sup>, l'épaisseur active a été estimée à 6,5 µm et celle-ci décroît à 900 nm à 100 mV s<sup>-1</sup>.<sup>16</sup>

Deuxièmement, il a été observé que la nature du carbone avait un effet sur la fenêtre de potentiel de stabilité de l'électrode. Deux électrodes composites ont été préparées avec soit du noir d'acétylène, soit du carbone poreux BP comme additif conducteur. Avec le noir d'acétylène, il sera possible d'étendre la limite de potentiel positive de 300 mV en comparaison au carbone BP qui s'oxyde plus rapidement.<sup>16</sup> L'effet sur la limite de potentiel serait encore plus accentué dans un système asymétrique où le carbone poreux serait à la fois utilisé comme électrode négative et additif conducteur

à l'électrode positive. Rappelons que pour un système asymétrique, il est important que les deux électrodes travaillent sur des fenêtres de potentiel de stabilité complémentaires. De plus, à l'instar du système symétrique, il est également important d'équilibrer les charges des deux électrodes afin que chacune travaille sur sa plage maximale de stabilité (*cf.* chapitre I). Dans la mesure où c'est l'additif de carbone qui contrôle la limite de potentiel de l'électrode composite à base de dioxyde de manganèse, l'avantage de la large fenêtre de potentiel positive de  $\text{MnO}_2$  pourrait être perdu lorsque BP est utilisé comme additif conducteur et électrode négative. Ce qui abaissera l'énergie spécifique du dispositif. Il faut cependant noter qu'un dispositif asymétrique carbone/ $\text{MnO}_2$  utilisant à la fois un carbone activé à l'électrode négative et comme additif conducteur à la positive a été rapporté dans la littérature avec une tension de cellule de 2 V.<sup>138</sup> Par contre, la formulation de l'électrode positive à base de  $\text{MnO}_2$  comprenait 15 % (m/m) de carbone activé et 10 % (m/m) de noir d'acétylène.

Les capacités spécifiques pour les électrodes  $\text{MnO}_2$ -NA-PTFE (60 :30 :10) et  $\text{MnO}_2$ -BP-PTFE (60 :30 :10) sont rapportées dans le tableau 6.3 par masse totale de l'électrode et par gramme de  $\text{MnO}_2$  dans l'électrode après soustraction de la contribution du carbone à la valeur de la capacité totale. Le remplacement de NA par BP entraîne une augmentation approximative de  $30 \text{ F g}^{-1}$  à la capacité spécifique de l'électrode composite, qui résulte de la contribution capacitive de BP associée à sa grande surface spécifique. Par contre, la capacité  $C_{\text{MnO}_2}$  par gramme de matière active mesurée pour les deux électrodes est similaire et est de  $175 \text{ F g}^{-1}$  (*cf.* tableau 6.3). De plus, Subramanian *et al.* ont rapporté une capacité spécifique par masse de  $\text{MnO}_2$  de  $168 \text{ F g}^{-1}$  pour une électrode composite  $\text{MnO}_2$ -BP-PTFE (70 :25 :5) pour une densité de courant de  $0,2 \text{ A g}^{-1}$ .<sup>92</sup> Ceci suggère que la large porosité du BP, qui devrait jouer le rôle de réservoir d'électrolyte n'est pas suffisante pour augmenter de façon considérable les performances de l'électrode composite.



Une seconde série de mesures s'est étendue à d'autres additifs conducteurs afin d'évaluer l'effet de la forme des particules de carbone sur les performances électrochimiques. L'utilisation de particules sphériques telles que NA, BP ou encore Vulcan améliore la conductivité électronique de l'électrode, mais leur ajout entraîne une modification de la macroporosité de l'électrode et crée une nouvelle porosité, ce qui est à l'encontre de la formation d'un réseau conducteur continu. Par contre, la structure en filament des nanotubes de carbones est plus effective à la création d'un réseau conducteur continu. Les nanotubes vont donc assurer un transport électronique efficace au sein de l'électrode, entraînant une amélioration des performances à faible et haute vitesse de cyclage. Leur présence va toutefois modifier la mésoporosité intrinsèque au matériau actif et également créer une nouvelle porosité au sein de l'électrode.

Les valeurs de capacités spécifiques pour les électrodes composites rapportées dans le tableau 6.3 sont très similaires à basse vitesse de balayage. Une meilleure utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$  est faite en présence des nanotubes de carbone, avec une augmentation de la capacité spécifique à haute vitesse de balayage par rapport aux autres additifs de carbone, donc une meilleure rétention de la capacité spécifique (soit 80 % de la capacité spécifique à  $100 \text{ mV s}^{-1}$ ). Ces résultats sont expliqués par la conductivité plus élevée des nanotubes de carbone.<sup>12, 133</sup>

Finalement bien que différents carbones aient été utilisés comme additifs conducteurs, l'utilisation de  $\text{MnO}_2$  demeure à 15 % et est dans la gamme des valeurs rapportées dans la littérature.<sup>16, 83</sup> En associant ces observations, à celles faites au chapitre IV, où l'effet du contrôle de la taille des particules de  $\text{MnO}_2$  sur son accessibilité électrochimique a été étudié, il est possible de conclure que ce sont la mauvaise conductivité électronique et ionique dans la masse des particules de  $\text{MnO}_2$  qui limitent son utilisation malgré l'ajout d'additifs conducteurs.



### 6.3.2 Dépôt spontané de dioxyde de manganèse à la surface du carbone

Le but de cette approche était d'améliorer la dispersion du carbone et du  $\text{MnO}_2$  dans l'électrode composite. D'autre part, il était attendu la formation d'une fine couche de  $\text{MnO}_2$  sur les particules sphériques de carbone. En maximisant la surface de contact entre la matière active et le carbone, la conductivité électronique devrait être augmentée. De plus, ce mince dépôt de  $\text{MnO}_2$  devrait également voir son interface matière active/électrolyte augmenter. Hypothétiquement, ces deux paramètres conduiraient à une amélioration des performances électrochimiques des matériaux composites. Une électrode composite  $\text{MnO}_2@\text{C}$ -PTFE (60 :30 :10) a été préparée par cette approche (*cf.* chapitre III).

Les résultats expérimentaux ont montré une diminution de la conductivité électronique de l'électrode composite préparée par cette combinaison (*cf.* tableau 6.3). Ceci a été également observé par spectroscopie d'imagerie Raman. En effet lors de la réaction d'oxydoréduction entre le carbone et les ions permanganate, le carbone va s'oxyder pour réduire les ions  $\text{MnO}_4^-$  en  $\text{MnO}_2$ . Ce carbone oxydé à l'interface C/ $\text{MnO}_2$  est caractérisé par une augmentation des défauts à la surface tel qu'indiqué par une augmentation du ratio  $I_D/I_G$  sur le spectre Raman (*cf.* chapitre III).<sup>166</sup> Ce qui traduit un effet de cette approche sur les propriétés électriques du carbone. De plus, Lee *et al.* concluent également que le dépôt direct de  $\text{MnO}_2$  sur du carbone est une synthèse carbone-destructrice, car elle entraîne une perte de carbone ( $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{HCO}_3^-$ ), et affecte donc les propriétés électriques des carbones.<sup>93</sup>

Aucune amélioration des performances électrochimiques n'a été observée au travers de cette approche probablement due à l'oxydation du carbone lors de la réduction des ions permanganate. Finalement, augmenter la dispersion du  $\text{MnO}_2$  en réduisant directement les ions permanganate à la surface du carbone aurait un effet négatif sur la fonction principale du carbone, qui est la création d'un réseau conducteur continu dans l'électrode composite, pour le transport efficace des charges.

Dans le cas du BP, les mesures de BET ont également noté un effet sur la microporosité qui limitera l'accessibilité de l'électrolyte dans les micropores, mais aussi une augmentation de la résistance interne dans ces pores liée à la présence de  $\text{MnO}_2$ . L'utilisation supplémentaire de surfactants dans la synthèse pour réduire les ions  $\text{MnO}_4^-$  pourrait permettre de conserver les propriétés du carbone.<sup>93</sup>

### 6.3.3 Enrobage de carbone sur $\text{MnO}_2$

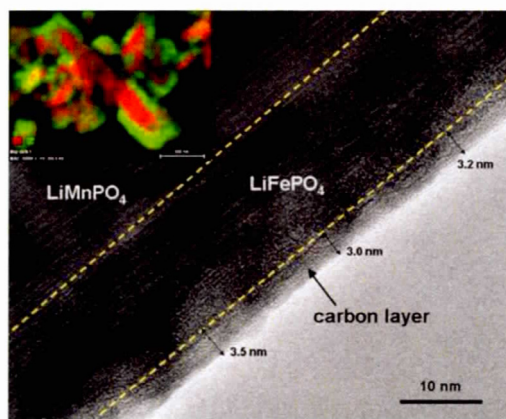
Le revêtement des particules sphériques de  $\text{MnO}_2$  par un enrobage de carbone a été réalisé dans le but d'améliorer la conductivité électronique des particules individuelles. Pour ce faire, le glucose a été utilisé comme précurseur de carbone en raison de sa large utilisation dans le domaine des batteries, mais aussi de son faible coût.<sup>222</sup> Les résultats présentés dans cette thèse sont des résultats préliminaires, autant des caractérisations supplémentaires qu'une étape d'optimisation seraient nécessaires.

Il nous a tout de même pu être possible d'observer un effet de la préparation des poudres composites sur la structure cristalline de l'oxyde de manganèse. En fonction de la proportion de glucose utilisée, le dioxyde de manganèse va se réduire pendant le traitement thermique en formant successivement les oxydes métalliques  $\text{MnO}_2 \Rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 \Rightarrow \text{Mn}_3\text{O}_4 \Rightarrow \text{MnO}$ .<sup>227</sup> Les quantités de glucose utilisées ont conduit à la formation des phases pures  $\text{Mn}_3\text{O}_4$  et  $\text{MnO}$  (cf. chapitre V). La phase  $\text{MnO}$  obtenue pour un ratio  $\text{MnO}_2/\text{glucose}$  1:1 lors de la préparation du composé  $\text{MnO}_x@\text{C}$  est en adéquation avec les résultats de la littérature.<sup>222</sup> L'utilisation de ce matériau pour les électrodes de batterie au lithium a déjà été rapportée.<sup>221-222</sup> Cependant pour les supercondensateurs, la formation d'oxydes de manganèse réduits est problématique pour l'amélioration des performances électrochimiques d'électrodes à base de poudres. En effet, une étape d'activation est nécessaire afin de récupérer une

valeur de capacité spécifique acceptable pour  $\text{MnO}_2$ ,<sup>153, 224</sup> comme démontré dans le tableau 6.3 pour l'électrode composite  $\text{MnO}_x@\text{C270-NTC-PTFE}$  (60 :30 :10).

Finalement, d'autres solutions devraient être envisagées pour préserver la structure  $\text{MnO}_2$  après l'enrobage par le carbone. Dans le domaine des batteries au lithium par exemple, pour former un enrobage homogène en présence manganèse, une fine couche de  $\text{LiFePO}_4$  est d'abord déposée sur du  $\text{LiMnPO}_4$  et ensuite le tout est enrobé par du carbone, en raison de l'affinité entre le fer et le carbone.<sup>233</sup> La figure 6.5 montre une image de microscopie électronique en transmission (MET) de cette combinaison, avec l'analyse dispersive en énergie (EDX) où les phases  $\text{LiFePO}_4$  et  $\text{LiMnPO}_4$  sont respectivement identifiées en vert et en rouge.

L'analyse ATG-MS, l'analyse élémentaire et la microscopie électronique en transmission seraient intéressantes pour confirmer la présence du carbone sur nos poudres composites. D'autre part des mesures de surfaces spécifiques BET, de porosité et de conductivité électronique permettraient d'évaluer l'influence de ces différents paramètres sur les performances électrochimiques des poudres  $\text{MnO}_x@\text{C}$ .



**Figure 6.2** Image MET du composite montrant les trois interfaces  $\text{LiMnPO}_4$ ,  $\text{LiFePO}_4$  et le dépôt de carbone. L'analyse dispersive en énergie (EDX) est présentée dans l'encadré. D'après<sup>233</sup>.

#### 6.4 Conclusion

L'optimisation peut se définir comme le processus menant à un rendement optimal. De ce fait, bien que les approches présentées dans cette thèse n'ont pas conduit à une amélioration de l'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$ , elles ont permis d'identifier les facteurs limitants pour une utilisation optimale du  $\text{MnO}_2$  dans une électrode composite de plusieurs microns d'épaisseur.

Tout d'abord, il est largement admis que la conductivité électronique et ionique intrinsèque des particules de  $\text{MnO}_2$  va limiter ses performances électrochimiques.<sup>9, 12</sup> Ainsi, en faisant varier la taille des particules sphériques de  $\text{MnO}_2$ , nous avons constaté qu'il n'y avait pas d'effet sur les performances électrochimiques à basse vitesse de balayage (*cf.* tableau 6.3), et ce, malgré des valeurs de surface BET différentes (*cf.* chapitre IV). Ces résultats ont confirmé qu'une petite fraction comprenant la surface externe et une portion de la surface interne des particules de  $\text{MnO}_2$  est électrochimiquement active. La légère différence obtenue à haute vitesse de balayage peut être expliquée par des conductivités différentes au niveau du matériau d'électrode. Néanmoins, les valeurs de capacité spécifique des électrodes composites préparées avec ces poudres de  $\text{MnO}_2$  monodisperses demeurent identiques à celles rapportées dans la littérature<sup>16, 83, 92</sup> et démontrent que la conductivité ionique et électronique dans le volume de  $\text{MnO}_2$  est limitante.

Par contre, en procédant à l'étude morphologique et physique des électrodes composites, nous avons également remarqué que les composants utilisés pour la préparation du film limitent les performances électrochimiques de l'électrode. En effet, la conductivité électrique de l'électrode va limiter l'utilisation électrochimique de l'oxyde métallique. Nous nous sommes donc focalisés sur l'influence de l'ajout du carbone comme additif conducteur. Ainsi, l'ajout des nanotubes de carbone a donné lieu aux meilleures performances à haute vitesse de balayage dans 0,65 M  $\text{K}_2\text{SO}_4$  (*cf.*

tableau 6.3) en raison de la grande conductivité électrique de ce carbone et de sa forme qui permet la formation d'un réseau conducteur continu dans l'électrode composite.

D'autre part, le volume poreux et la distribution des pores au sein de l'électrode vont aussi avoir un effet sur les performances électrochimiques. En premier lieu, bien que nous ayons établi que le carbone Black Pearls (BP) n'était pas le meilleur choix comme additif conducteur, la présence de ce dernier permet d'augmenter le volume poreux de l'électrode déterminé par BET (*cf.* chapitre I), dû à la contribution des micropores du carbone.<sup>16</sup> Une augmentation de la capacité totale de l'électrode est observée en comparaison à une électrode composite préparée avec du noir d'acétylène (*cf.* tableau 6.3). Ceci est dû à la contribution capacitive du carbone dans l'électrode composite, relative à sa large porosité. Cependant, cette porosité n'améliore pas l'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$  (*cf.* tableau 6.3). Donc, ce n'est pas tant le volume poreux qui va contribuer à l'accessibilité ionique vers  $\text{MnO}_2$ , mais la distribution et l'interconnexion du réseau poreux dans l'électrode. On peut considérer que cet aspect a été confirmé par une des approches que nous avons proposé et qui consiste en la modification de la porosité d'une électrode composite par l'utilisation du bicarbonate d'ammonium (*cf.* chapitre V). Une amélioration de la capacité spécifique à haute vitesse de balayage est observée pour une électrode composite  $\text{MnO}_2\text{-NA-PTFE}$  (60:30:10) modifiée avec du  $\text{NH}_4\text{HCO}_3$  en comparaison à l'électrode non modifiée (*cf.* tableau 6.1).

Finalement, l'accessibilité de l'électrolyte va dépendre la taille du cation présent dans l'électrolyte (*cf.* chapitre V). Les meilleures performances à faible vitesse de balayage, pour une électrode composite démontrant un comportement pseudocapacitif, ont été obtenues avec 5 M  $\text{LiNO}_3$  (*cf.* tableau 6.1). De plus, l'interaction entre l'électrode et le solvant peut contribuer à une meilleure accessibilité des ions de l'électrolyte. En améliorant le caractère hydrophile de



l'électrode, nous espérons une amélioration de l'accessibilité ionique dans le matériau actif. Les mauvais résultats obtenus pour l'électrode modifiée avec l'acide polyacrylique (APA) s'expliquent par la combinaison que nous avons choisie (*cf.* tableau 6.1). Le greffage covalent sur le carbone<sup>211</sup>, de l'acide polyacrylique peut affecter sa conductivité électronique, ce qui aurait un effet négatif sur le rôle du carbone dans l'électrode composite. D'autre part, l'acide polyacrylique ne va se retrouver qu'au niveau de la surface externe de  $\text{MnO}_2$ , à l'interface  $\text{MnO}_2/\text{APA}/\text{C}$ , la surface interne n'étant pas recouverte du polymère hydrophile. La faible conductivité ionique à l'intérieur des particules individuelles de  $\text{MnO}_2$  va limiter les performances électrochimiques. Cette approche reste intéressante pour l'électrode négative du supercondensateur asymétrique à base de carbone activé, où non seulement l'utilisation du PTFE sera réduite, mais la présence de l'acide polyacrylique permettrait une augmentation de la capacité spécifique de l'électrode.

## CONCLUSIONS GENERALES

La finalité de ce projet de thèse visait l'optimisation de l'électrode positive à base de dioxyde de manganèse pour les supercondensateurs asymétriques carbone/MnO<sub>2</sub> dans un électrolyte aqueux neutre. Le fil conducteur de ce travail a été l'évaluation des stratégies communément employées dans le domaine du stockage électrochimique de l'énergie pour améliorer les performances des matériaux d'électrodes utilisés dans ces systèmes.

Pour atteindre cet objectif, deux grandes voies ont été privilégiées. Une première s'est focalisée sur les problèmes de conductivité électronique des électrodes composites, tandis que la seconde s'est concentrée sur l'aspect de l'accessibilité des ions de l'électrolyte à la surface de MnO<sub>2</sub>. Les approches choisies ont abouti à la préparation d'électrodes composites MnO<sub>2</sub>-C-PTFE de combinaisons variées. Les valeurs de capacité spécifique des électrodes à base de dioxyde de manganèse fabriquées au cours de cette thèse sont en accord avec les valeurs rapportées dans la littérature pour ce type d'électrodes constituées de poudres de MnO<sub>2</sub>.<sup>10, 15-16, 69, 114, 144, 234-235</sup> Les performances similaires à la littérature rapportées dans cette thèse, malgré les différentes tentatives d'amélioration de l'utilisation électrochimique de MnO<sub>2</sub>, ont permis de mettre en lumière des facteurs limitants, mais également d'observer l'effet des différents composants sur l'accessibilité électrochimique du matériau actif.<sup>16, 166</sup> Il sera donc important de considérer par exemple l'effet que peuvent avoir la nature, la forme ou encore les propriétés physiques de l'additif conducteur lors de la formulation de l'électrode positive à base de dioxyde de manganèse. Ceci est également vrai pour le liant utilisé.

La faible conductivité électronique du dioxyde de manganèse nécessite l'ajout d'un additif conducteur dans la préparation de l'électrode pour favoriser le transport des électrons des particules individuelles de  $\text{MnO}_2$  vers le collecteur de courant. L'ajout d'un noir de carbone tel que le noir d'acétylène a permis d'augmenter de façon considérable la conductivité des films à base de  $\text{MnO}_2$  comme démontré par la forme quasi rectangulaire des voltamogrammes cycliques associés au comportement pseudocapacitif de  $\text{MnO}_2$  et observée pour ces électrodes depuis 1999.<sup>13, 15-16, 83, 89, 121</sup> L'utilisation d'autres carbones nanostructurés a également été rapportée dans la littérature.<sup>19, 104, 236-240</sup>

Le stockage pseudocapacitif dans les systèmes à base de  $\text{MnO}_2$  étant des réactions redox rapides survenant à la surface de l'oxyde métallique, le volume des particules va limiter son utilisation électrochimique. La nanostructuration des particules de manganèse a donc pour but d'augmenter le ratio surface/volume qui devrait contribuer à l'augmentation des performances.<sup>9</sup> En théorie, une large surface va correspondre à un grand nombre de sites redox actifs de  $\text{MnO}_2$ . De plus, une structure poreuse de l'oxyde métallique devrait favoriser l'accessibilité de l'électrolyte dans le matériau. Cependant, les résultats de littérature montrent qu'il n'y a aucune relation entre la surface spécifique des particules de l'oxyde de manganèse et les valeurs de capacités spécifiques. Néanmoins, les particules amorphes de  $\text{MnO}_2$  utilisées dans la préparation des électrodes composites possèdent généralement des surfaces spécifiques supérieures à  $200 \text{ m}^2 \text{ g}^{-1}$  et leurs valeurs de capacité spécifique sont comprises entre  $100$  et  $300 \text{ F g}^{-1}$ .<sup>83</sup> Dans cette optique, nous nous sommes donc intéressés à l'étude des poudres amorphes de dioxyde de manganèse.<sup>15</sup>

Au travers des différentes approches envisagées, nous avons donc essayé de comprendre les limites posées par chacune d'entre elles sur les performances des électrodes, et plus particulièrement sur l'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$ . Chacun

des chapitres montre le cheminement successif de la méthodologie employée pour l'optimisation des électrodes à base de dioxyde de manganèse.

Au début de la thèse, l'effet de l'utilisation de l'additif conducteur sur les propriétés morphologiques et les performances électrochimiques d'une électrode composite à base de dioxyde de manganèse a été étudié.<sup>16</sup> Comme mentionnée précédemment, l'utilisation de l'additif de carbone est un pré requis pour la préparation des électrodes à base de  $\text{MnO}_2$  en raison de la faible conductivité électronique du dioxyde de manganèse. De ce fait, les nombreuses recherches ne s'intéressent généralement qu'à l'augmentation de la capacité de  $\text{MnO}_2$ , ce qui conduit dans certains cas, à une large diminution du ratio  $\text{MnO}_2$ /carbone dans l'électrode composite.<sup>17, 19, 111, 122, 147, 241-242</sup>

D'autre part, des études effectuées sur les électrodes de carbone activé ont montré que l'ajout de l'additif conducteur avait un effet sur la porosité de l'électrode et sur la distribution homogène des composants dans l'électrode.<sup>130</sup> Ceci limiterait leurs performances. Cet aspect rarement discuté dans le cas des électrodes composites à base de dioxyde de manganèse est le fondement de notre premier article.<sup>16</sup> Les électrodes composites étudiées ont été préparées par mélange mécanique des différents composants. Pour ce faire, l'étude de deux poudres sphériques de noir de carbone avec des surfaces spécifiques et des volumes poreux différents a montré un effet au niveau de la distribution de la taille des pores et de la rétention de la capacité spécifique à haute vitesse de balayage. Bien qu'une légère augmentation de la capacité spécifique de l'électrode liée à la contribution capacitive du carbone poreux ait été observée, l'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$  n'a pas été améliorée pour autant. La large porosité du carbone BP associée à sa moins bonne conductivité va affecter les performances de l'électrode à autre vitesse de balayage. Finalement, c'est l'utilisation des nanotubes de carbone qui a montré une meilleure utilisation de

dioxyde de manganèse à haute vitesse de balayage, en raison de l'amélioration de la conductivité électronique fournie par sa structure en filaments dans l'électrode composite.

À la suite du premier article, une autre combinaison rapportée pour la préparation des films composites a été étudiée par spectroscopie d'imagerie Raman. Ceci a permis la rédaction du deuxième article.<sup>166</sup> Le dépôt spontané du dioxyde de manganèse par réduction des ions permanganate par la surface du carbone est proposée comme un moyen d'augmenter la dispersion de  $\text{MnO}_2$  sur le carbone et subséquemment le contact interfacial entre les deux constituants. Une amélioration des performances électrochimiques est attendue dans ce cas. Avec la mesure BET et la spectroscopie Raman, nous avons démontré que cette combinaison affecte aussi bien la porosité du carbone que sa conductivité électrique, et ce, malgré une distribution homogène des deux constituants.<sup>166</sup> Finalement, le carbone poreux BP ne serait pas un additif conducteur idéal dans la mesure où il fixerait la limite de potentiel positive de l'électrode composite.<sup>16</sup>

Ensuite, nous nous sommes intéressés à la préparation de sphères monodisperses de  $\text{MnO}_2$  afin d'étudier l'effet de la taille des particules de  $\text{MnO}_2$ . Le contexte de cette étude est toutefois plus large que celui de la taille des particules seulement. Dans notre étude bibliographique, nous avons constaté qu'il n'était pas évident de comparer les valeurs de capacité spécifique rapportées dans la littérature entre elles, car le dioxyde de manganèse était synthétisé de différentes façons, donnant lieu à des formes et des structures différentes, mais avec des valeurs de capacités spécifiques similaires par masse de matière active. Ceci donné lieu à un troisième article (*cf.* chapitre IV). Dans ce dernier, une synthèse simple, rapide et peu coûteuse a permis la préparation de sphères monodisperses de  $\text{MnO}_2$ .<sup>163</sup> Ces sphères ont démontré des capacités par gramme de matériau actif similaires à celles de la



littérature pour les électrodes à base de poudres.<sup>12</sup> De plus, nous avons également vu que la forme sphérique était conservée à haute température. Il serait donc possible dans des travaux futurs de cristalliser ces sphères et de comparer leurs performances à celle des sphères amorphes préparées précédemment. En conservant la forme et une taille de particule du même ordre de grandeur, il sera possible de discriminer l'effet de la microstructure de ces particules sur les performances.

Le chapitre V a rassemblé un ensemble d'approches pour tenter d'améliorer les performances des électrodes composites. Il a été possible de voir que la nature du cation présent dans l'électrolyte va avoir un effet sur l'utilisation électrochimique de  $\text{MnO}_2$ , mais la diffusion dans le volume de  $\text{MnO}_2$  limite les performances. Il est possible de jouer sur la porosité de l'électrode composite pour améliorer l'accessibilité de l'électrolyte. L'utilisation d'un liant hydrophile (ex. acide polyacrylique) serait intéressante en remplacement d'un liant traditionnel tel que le PTFE, à condition que ce dernier recouvre totalement le matériau actif. En dernier lieu, la tentative d'enrobage a mis en évidence un effet de la quantité de précurseurs de carbone utilisé sur la structure du dioxyde de manganèse. Cette dernière combinaison pourrait affecter de façon considérable les performances électrochimiques de l'électrode comme démontré par la moins bonne rétention de capacité à haute vitesse de balayage.

En apportant une vision globale sur ce travail, il nous est possible de donner quelques éléments de conclusion supplémentaires à la thèse. L'ajout de carbone conducteur va favoriser le transfert rapide des électrons à la surface des particules de  $\text{MnO}_2$ . Il est important dans le choix de l'additif conducteur, de privilégier l'utilisation de structures en filament (nanotubes de carbone) aux particules sphériques (noir de carbone). La taille de ces particules aura un effet sur la formation

du réseau conducteur continu dans l'électrode. En ce qui concerne l'électrolyte aqueux, l'utilisation de  $\text{Li}^+$  permettrait une meilleure utilisation de  $\text{MnO}_2$ .<sup>69</sup>

Avec des capacités spécifiques similaires à celles rapportées dans la littérature pour  $\text{MnO}_2$ , aucune amélioration des performances pour les électrodes composites à base de poudres de manganèse n'a été réalisée au cours de cette thèse. Il est possible d'expliquer ces valeurs par les propriétés intrinsèques de  $\text{MnO}_2$ , que sont une faible conductivité électronique et ionique. Lors du cyclage de l'électrode composite  $\text{MnO}_2\text{-C-PTFE}$ , la quasi-totalité des sites redox actifs à la surface externe des particules de  $\text{MnO}_2$  est utilisée. En fonction de leur taille et de leur affinité avec l'oxyde métallique, les cations de l'électrolyte vont diffuser dans une épaisseur finie des particules individuelles de  $\text{MnO}_2$ , ce qui va permettre l'activation d'une petite fraction des sites redox dans le volume de  $\text{MnO}_2$ . Ceci explique les 20 % d'utilisation de la capacité de  $\text{MnO}_2$  largement rapportée dans la littérature.<sup>16, 166</sup> D'autre part, la faible conductivité électronique de  $\text{MnO}_2$  va rendre difficile le passage des charges provenant d'une épaisseur supérieure à  $\approx 1 \mu\text{m}$  vers le collecteur de courant.<sup>16</sup>

À partir des résultats que nous avons obtenus et des observations faites, il nous est possible de proposer une électrode optimale qui pourrait être testée en laboratoire. Dans un premier temps, il s'agirait de réduire de façon considérable la taille des particules de  $\text{MnO}_2$ , par exemple d'une distribution de taille comprise entre 20 et 100 nm. La seconde étape consisterait à les recouvrir d'acide polyacrylique. Cette approche permettrait d'augmenter l'accessibilité ionique, mais également le nombre de sites redox actif à la surface de chaque particule individuelle. Ensuite, il s'agira de mélanger de façon homogène ces particules avec des nanotubes de carbone par exemple. Une autre approche déjà testée dans la littérature pourrait être également envisagée. Il s'agit par exemple du dopage de l'oxyde de manganèse par des nanoparticules d'argent afin d'améliorer sa conductivité électronique.<sup>243-245</sup>

Nous pouvons donc considérer que l'objectif principal de la thèse a été atteint. L'ensemble des approches envisagées et réalisées ont permis d'identifier les facteurs influençant les performances de l'électrode positive à base de dioxyde de manganèse. Les conclusions apportées par nos travaux devraient aider à la préparation d'électrodes composites optimales.

## REFERENCES

1. [http://www.un.org/apps/newsFr/storyF.asp?NewsID=30521#.VWTFZs9\\_Oko](http://www.un.org/apps/newsFr/storyF.asp?NewsID=30521#.VWTFZs9_Oko) (Consulté le, 26/05/2015).
2. <http://www.ledevoir.com/environnement/actualites-sur-l-environnement/440390/les-energies-fossiles-drainent-5300-milliards-en-fonds-publics-par-an-estime-le-fmi> (Consulté le, 26/05/2015).
3. [http://earthobservatory.nasa.gov/Features/Arrhenius/arrhenius\\_2.php](http://earthobservatory.nasa.gov/Features/Arrhenius/arrhenius_2.php) (Consulté le 26/05/2015).
4. [http://unfccc.int/kyoto\\_protocol/items/2830.php](http://unfccc.int/kyoto_protocol/items/2830.php) (Consulté le 26/05/2015).
5. <https://www.rncan.gc.ca/energie/renouvelable-electricite/7296> (Consulté le, 26/05/2015).
6. <http://www.hydroquebec.com/a-propos-hydro-quebec/notre-energie/hydroelectricite-quebecoise-source-avenir/pdf/presentation-production-juin-2013-fr.pdf> (Consulté le, 26/05/2015).
7. <http://www.mern.gouv.qc.ca/publications/energie/strategie/plan-action.pdf> (Consulté le, 03/09/2015).
8. M., W.; J., B. R., *Chem. Rev.*, 2004, **104**, 4245-4269.
9. Wang, G.; Zhang, L.; Zhang, J., *Chem. Soc. Rev.*, 2012, **41**, 797-828.
10. Long, J. W.; Bélanger, D.; Brousse, T.; Sugimoto, W.; Sassin, M. B.; Crosnier, O., *MRS Bull.*, 2011, **36**, 513-522.
11. Toupin, M.; Brousse, T.; Bélanger, D., *Chem. Mater.* 2004, **16**, 3184-3190.
12. Wei, W.; Cui, X.; Chen, W.; Ivey, D. G., *Chem. Soc. Rev.*, 2011, **40**, 1697-1721.
13. Toupin, M.; Brousse, T.; Bélanger, D., *Chem. Mater.*, 2002, **14**, 3946-3952.
14. Reddy, R. N.; Reddy, R. G., *J. Power Sources*, 2003, **124**, 330-337.
15. Lee, H. Y.; Goodenough, J. B., *J. Solid State Chem.*, 1999, **144**, 220-223.
16. Gambou-Bosca, A.; Bélanger, D., *J. Mater. Chem., A* 2014, **2**, 6463-6473.
17. Bordjiba, T.; Bélanger, D., *Electrochim. Acta*, 2010, **55**, 3428-3433.
18. Zolfaghari, A.; Naderi, H. R.; Mortaheb, H. R., *J. Electroanal. Chem.*, 2013, **697**, 60-67.



19. Yu, A.; Sy, A.; Davies, A., *Synthetic Met.*, 2011, **161**, 2049-2054.
20. Wang, G.-X.; Zhang, B.-L.; Yu, Z.-L.; Qu, M.-Z., *Solid State Ionics*, 2005, **176**, 1169-1174.
21. Rios, E. C.; Correa, A. A.; Cristovan, F. H.; Pocrifka, L. A.; Rosario, A. V., *Solid State Sc.*, 2011, **13**, 1978-1983.
22. Prasad, K. R.; Miura, N., *Electrochem. Solid St.*, 2004, **7**, A425-A428.
23. Kiani, M. A.; Khani, H.; Mohammadi, N., *J. Solid State Electrochem.*, 2014, **18**, 1117-1125.
24. Miller, J. R.; Burke, A. F., *Elec. Soc. S.*, 2008, **17**, 53-57.
25. <https://www.lorentz.leidenuniv.nl/history/fles/fles.html>. (Consulté le, 27/05/2015).
26. Sharma, P.; Bhatti, T. S., *Energ. Convers. Manage.*, 2010, **51**, 2901-2912.
27. <http://www.nec-tokin.com/english/product/supercapacitor/application02.html>. (Consulté le, 27/05/2015).
28. <https://w3.usa.siemens.com/mobility/us/documents/en/rail-solutions/railway-electrification/dc-traction-power-supply/sitras-ses-en.pdf>. (Consulté le, 01/06/2015).
29. <http://www.bombardier.com/fr/transport/produits-et-services/solutions-technologiques/eco4-technologies/mitrac-energy-saver.html>. (Consulté le, 01/06/2015).
30. <http://news.vanderbilt.edu/2014/05/liberating-devices/>. (Consulté le 01/06/2015).
31. <http://www.supercondensateur.com/bateau-electrique-a-supercondensateur-ar-vag-tredan>. (Consulté le, 01/06/2015).
32. Conway, B. E., in *Electrochemical Supercapacitors : Scientific Fundamentals and Technological Applications*, 1999.
33. Brousse, T.; Bélanger, D.; Long, J. W., *J. Electrochem. Soc.*, 2015, **162**, A5185-A5189.
34. Simon, P.; Gogotsi, Y., *Nat. Mater.*, 2008, **7**, 845-854.
35. Brett, C. M. A. B. a. A. O., In *Electrochemistry, Principles, Methods, and Applications*, 1993.
36. Faulkner, A. J. B. a. L. R., In *Electrochemical Methods, Fundamentals and Applications*, 1980.
37. Helmholtz, H. L. F. v., *Ann. Physik*, 1879, **7**, 337.



38. Chapman, D. L., *Philos. Mag.*, 1913, **25**, 475-501.
39. G. Gouy, *Compt. Rend.*, 1910, **149**, 654.
40. Stern, O., *Zeitschrift für Elektrochemie und Angew. Phys. Chemie* 1924, **30**, 508-516.
41. Grahame, D. C., *Chem. Rev.*, 1947, **41**, 441-501.
42. J. O'M. Bockris, M. A. Devanathan, K. Müller, *Proc. R. Soc.*, 1963, A274.
43. Kötz, R.; Carlen, M., *Electrochim. Acta*, 2000, **45**, 2483-2498.
44. Pandolfo, T.; Ruiz, V.; Sivakkumar, S.; Nerkar, J., In *Supercapacitors: Materials, Systems, and Applications*, 2013, 69-109.
45. Simon, P.; Taberna, P. L.; Béguin, F., In *Supercapacitors: Materials, Systems, and Applications*, 2013, 131-165.
46. Rodríguez-Reinoso, F.; Pastor, A. C.; Marsh, H.; Martínez, M. A., *Carbon*, 2000, **38**, 379-395.
47. Lillo-Ródenas, M. A.; Juan-Juan, J.; Cazorla-Amorós, D.; Linares-Solano, A., *Carbon*, 2004, **42**, 1365-1369.
48. Lozano-Castelló, D.; Cazorla-Amorós, D.; Linares-Solano, A.; Shiraishi, S.; Kurihara, H.; Oya, A., *Carbon*, 2003, **41**, 1765-1775.
49. Yoshida, A.; Nonaka, S.; Aoki, I.; Nishino, A., *J. Power Sources*, 1996, **60**, 213-218.
50. Barbieri, O.; Hahn, M.; Herzog, A.; Kötz, R., *Carbon*, 2005, **43**, 1303-1310.
51. Shi, H., *Electrochim. Acta*, 1996, **41**, 1633-1639.
52. Choi, N. S.; Chen, Z.; Freunberger, S. A.; Ji, X.; Sun, Y. K.; Amine, K.; Yushin, G.; Nazar, L. F.; Cho, J.; Bruce, P. G., *Angew. Chem. Int. Edit.*, 2012, **51**, 9994-10024.
53. Frackowiak, E.; Lota, G.; Machnikowski, J.; Vix-Guterl, C.; Béguin, F., *Electrochim. Acta*, 2006, **51**, 2209-2214.
54. Koresch, J.; Soffer, A., *J. Electrochem. Soc.* 1977, **124**, 1379-1385.
55. Salitra, G.; Soffer, A.; Eliad, L.; Cohen, Y.; Aurbach, D., *J. Electrochem. Soc.*, 2000, **147**, 2486-2493.
56. Wang, D. W.; Li, F.; Liu, M.; Lu, G. Q.; Cheng, H. M., *Angew. Chem. Int. Edit.*, 2008, **47**, 373-376.
57. Chmiola, J.; Yushin, G.; Gogotsi, Y.; Portet, C.; Simon, P.; Taberna, P. L., *Science*, 2006, **313**, 1760-1763.

58. Raymundo-Piñero, E.; Kierzek, K.; Machnikowski, J.; Béguin, F., *Carbon*, 2006, **44**, 2498-2507.
59. Feng, G.; Qiao, R.; Huang, J.; Sumpter, B. G.; Meunier, V., *ACS Nano*, 2010, **4**, 2382-2390.
60. Huang, J.; Sumpter, B. G.; Meunier, V., *Angew. Chem. Int. Edit.*, 2008, **47**, 520-524.
61. Chmiola, J.; Yushin, G.; Dash, R.; Gogotsi, Y., *J. Power Sources*, 2006, **158**, 765-772.
62. Largeot, C.; Portet, C.; Chmiola, J.; Taberna, P. L.; Gogotsi, Y.; Simon, P., *J. Am. Chem. Soc.*, 2008, **130**, 2730-2731.
63. Kajdos, A.; Kvit, A.; Jones, F.; Jagiello, J.; Yushin, G., *J. Am. Chem. Soc.*, 2010, **132**, 3252-3253.
64. Hwang, S. W.; Hyun, S. H., *J. Non-Cryst. Solids*, 2004, **347**, 238-245.
65. Kim, S. J.; Hwang, S. W.; Hyun, S. H., *J. Mater. Sci.*, 2005, **40**, 725-731.
66. Pandolfo, A. G.; Hollenkamp, A. F., *J. Power Sources*, 2006, **157**, 11-27.
67. Gallagher, K. G.; Yushin, G.; Fuller, T. F., *J. Electrochem. Soc.*, 2010, **157**, B820-B830.
68. Portet, C.; Yushin, G.; Gogotsi, Y., *Carbon*, 2007, **45**, 2511-2518.
69. Mosqueda, H. A.; Crosnier, O.; Athouël, L.; Dandeville, Y.; Scudeller, Y.; Guillemet, P.; Schleich, D. M.; Brousse, T., *Electrochim. Acta*, 2010, **55**, 7479-7483.
70. Frackowiak, E.; Lota, G.; Pernak, J., *Appl. Phys. Lett.*, 2005, **86**, 1-3.
71. Béguin, F.; Frackowiak, E., In *Supercapacitors: Materials, Systems, and Applications*, 2013.
72. Brousse, T.; Bélanger, D.; Guay, D., In *Supercapacitors: Materials, Systems, and Applications*, 2013; 257-288.
73. Pell, W. G.; Conway, B. E., *J. Power Sources*, 2004, **136**, 334-345.
74. Zheng, J. P., *J. Electrochem. Soc.*, 2003, **150**, A484-A492.
75. Perret, P.; Khani, Z.; Brousse, T.; Bélanger, D.; Guay, D., *Electrochim. Acta*, 2011, **56**, 8122-8128.
76. Lian, K.; Tian, Q., *Electrochem. Commun.*, 2010, **12**, 517-519.
77. Brousse, T.; Bélanger, D., *Electrochem. Solid St.*, 2003, **6**, A244-A248.
78. Brousse, T.; Toupin, M.; Bélanger, D., *J. Electrochem. Soc.*, 2004, **151**, A614.

79. <http://www.aquionenergy.com/energy-storage-technology> (Consulté le, 03/09/2015).
80. Mukherjee, G. D.; Vaidya, S. N.; Karunakaran, C., *Phase Transit.*, 2002, **75**, 557-566.
81. Julien, C.; Massot, M.; Rangan, S.; Lemal, M.; Guyomard, D., *J. Raman Spectr.*, 2002, **33**, 223-228.
82. Julien, C.; Massot, M.; Baddour-Hadjean, R.; Franger, S.; Bach, S.; Pereira-Ramos, J. P., *Solid State Ionics*, 2003, **159**, 345-356.
83. Brousse, T.; Toupin, M.; Dugas, R.; Athouël, L.; Crosnier, O.; Bélanger, D., *J. Electrochem. Soc.*, 2006, **153**, A2171.
84. Reddy, R. N.; Reddy, R. G., *J. Power Sources*, 2004, **132**, 315-320.
85. Xu, M.; Kong, L.; Zhou, W.; Li, H., *J. Phys. Chem. C*, 2007, **111**, 19141-19147.
86. Ranjusha, R.; Sreekumaran Nair, A.; Ramakrishna, S.; Anjali, P.; Sujith, K.; Subramanian, K. R. V.; Sivakumar, N.; Kim, T. N.; Nair, S. V.; Balakrishnan, A., *J. Mater. Chem.*, 2012, **22**, 20465-20471.
87. Devaraj, S.; Munichandraiah, N., *J. Phys. Chem. C*, 2008, **112**, 4406-4417.
88. Lee, H. Y.; Manivannan, V.; Goodenough, J. B., *CR. Acad. Sci. II C*, 1999, **2**, 565-577.
89. Ghodbane, O.; Pascal, J. L.; Favier, F., *ACS Appl. Mater. Int.*, 2009, **1**, 1130-9.
90. Wei, C.; Xu, C.; Li, B.; Du, H.; Nan, D.; Kang, F., *J. Power Sources*, 2013, **234**, 1-7.
91. Subramanian, V.; Zhu, H.; Wei, B., *Electrochem. Commun.*, 2006, **8**, 827-832.
92. Subramanian, V.; Zhu, H.; Vajtai, R.; Ajayan, P. M.; Wei, B., *J. Phys. Chem. B*, 2005, **109**, 20207-20214.
93. Lee, S. W.; Bak, S. M.; Lee, C. W.; Jaye, C.; Fischer, D. A.; Kim, B. K.; Yang, X. Q.; Nam, K. W.; Kim, K. B., *J. Phys. Chem. C*, 2014, **118**, 2834-2843.
94. Brunauer, S.; Emmett, P. H.; Teller, E., *J. Am. Chem. Soc.*, 1938, **60**, 309-319.
95. Brunauer, S.; Deming, L. S.; Deming, W. E.; Teller, E., *J. Am. Chem. Soc.*, 1940, **62**, 1723-1732.
96. Ghodbane, O.; Ataherian, F.; Wu, N.-L.; Favier, F., *J. Power Sources*, 2012, **206**, 454-462.

97. Taberna, P. L.; Simon, P., In *Supercapacitors: Materials, Systems, and Applications*, 2013; 111-130.
98. Ghodbane, O.; Ataherian, F.; Wu, N. L.; Favier, F., *J. Power Sources*, 2012, **206**, 454-462.
99. Chou, S.; Cheng, F.; Chen, J., *J. Power Sources*, 2006, **162**, 727-734.
100. Suhasini, *J. Electroanal. Chem.*, 2013, **690**, 13-18.
101. Dubal, D. P.; Kim, W. B.; Lokhande, C. D., *J. Alloy. Compd.*, 2011, **509**, 10050-10054.
102. Dubal, D. P.; Dhawale, D. S.; Gujar, T. P.; Lokhande, C. D., *Appl. Surf. Sci.*, 2011, **257**, 3378-3382.
103. Zolfaghari, A.; Ataherian, F.; Ghaemi, M.; Gholami, A., *Electrochim. Acta*, 2007, **52**, 2806-2814.
104. Zhao, G.; Li, J.; Jiang, L.; Dong, H.; Wang, X.; Hu, W., *Chem. Sci.*, 2012, **3**, 433-437.
105. Zhao, H.; Liu, F.; Han, G.; Liu, Z.; Liu, B.; Fu, D.; Li, Y.; Li, M., *J. Solid State Electr.*, 2013, **18**, 553-559.
106. Xiao, F.; Xu, Y., *J. Mater. Sci-Mater. El.*, 2013, **24**, 1913-1920.
107. Ma, S.-B.; Nam, K.-W.; Yoon, W.-S.; Yang, X.-Q.; Ahn, K.-Y.; Oh, K.-H.; Kim, K.-B., *J. Power Sources*, 2008, **178**, 483-489.
108. Lei, Z.; Zhang, J.; Zhao, X. S., *J. Mater. Chem.*, 2012, **22**, 153-160.
109. Lee, T. T.; Hong, J. R.; Lin, W. C.; Hu, C. C.; Wu, P. W.; Li, Y. Y., *J. Electrochem. Soc.*, 2014, **161**, H598-H605.
110. Gupta, S.; Van Meveren, M. M.; Jasinski, J., *J. Electron. Mater.*, 2014.
111. Cao, J.; Wang, Y.; Zhou, Y.; Ouyang, J. H.; Jia, D.; Guo, L., *J. Electroanal. Chem.* 2013, **689**, 201-206.
112. Amade, R.; Jover, E.; Caglar, B.; Mutlu, T.; Bertran, E., *J. Power Sources*, 2011, **196**, 5779-5783.
113. Raymundo-Piñero, E.; Khomenko, V.; Frackowiak, E.; Béguin, F., *J. Electrochem. Soc.*, 2005, **152**, A229-A235.
114. Hong, M. S.; Lee, S. H.; Kim, S. W., *Electrochem. Solid St.*, 2002, **5**, A227-A230.
115. Grover, S.; Shekhar, S.; Sharma, R. K.; Singh, G., *Electrochim. Acta*, 2014, **116**, 137-145.

116. Zhang, L. L.; Wei, T.; Wang, W.; Zhao, X. S., *Micropor. Mesopor. Mat.*, 2009, **123**, 260-267.
117. Chang, J.-K.; Lin, C.-T.; Tsai, W.-T., *Electrochem. Commun.*, 2004, **6**, 666-671.
118. Yuan, A.; Zhang, Q., *Electrochem. Commun.*, 2006, **8**, 1173-1178.
119. Lipparoni, F. R.; Bonino, F.; Panero, S.; Scrosati, B., *Ionics*, 2002, **8**, 177-182.
120. Decaux, C.; Lota, G.; Raymundo-Piñero, E.; Frackowiak, E.; Béguin, F., *Electrochim. Acta*, 2012, **86**, 282-286.
121. Ghodbane, O.; Louro, M.; Coustan, L.; Patru, A.; Favier, F., *J. Electrochem. Soc.*, 2013, **160**, A2315-A2321.
122. Bordjiba, T.; Bélanger, D., *J. Electrochem. Soc.*, 2009, **156**, A378-A384.
123. Guoping, W.; Qingtang, Z.; Zuolong, Y.; MeiZheng, Q., *Solid State Ionics*, 2008, **179**, 263-268.
124. Celzard, A.; Collas, F.; Marêché, J. F.; Furdin, G.; Rey, I., *J. Power Sources*, 2002, **108**, 153-162.
125. Staiti, P.; Lufrano, F., *J. Power Sources*, 2009, **187**, 284-289.
126. Malak-Polaczyk, A.; Matei-Ghimbeu, C.; Vix-Guterl, C.; Frackowiak, E., *J. Solid State Chem.*, 2010, **183**, 969-974.
127. Jacob, G. M.; Yang, Q. M.; Zhitomirsky, I., *J. Appl. Electrochem.*, 2009, **39**, 2579-2585.
128. Athouël, L., et al., *Electrochim. Acta*, 2012, **86**, 268-276.
129. Lee, T. W.; Park, H. H., *Compos. Sci. Technol.*, 2015, **114**, 11-16.
130. Pandolfo, A. G.; Wilson, G. J.; Huynh, T. D.; Hollenkamp, A. F., *Fuel Cells*, 2010, **10**, 856-864.
131. Yang, I.; Kwon, S. H.; Kim, B. S.; Kim, S. G.; Lee, B. J.; Kim, M. S.; Jung, J. C., *Korean J. Mat. Res.*, 2015, **25**, 132-137.
132. Hong, J. K.; Lee, J. H.; Oh, S. M., *J. Power Sources*, 2002, **111**, 90-96.
133. Sierczynska, A.; Lota, K.; Lota, G., *J. Power Sources*, 2010, **195**, 7511-7516.
134. Liu, G.; Zheng, H.; Kim, S.; Deng, Y.; Minor, A. M.; Song, X.; Battaglia, V. S., *J. Electrochem. Soc.* 2008, **155**, A887-A892.
135. Su, F.; Lv, L.; Lee, F. Y.; Liu, T.; Cooper, A. I.; Zhao, X. S., *J. Am. Chem. Soc.*, 2007, **129**, 14213-14223.
136. Zhou, Y. K.; He, B. L.; Zhang, F. B.; Li, H. L., *J. Solid State Electrochem.*, 2004, **8**, 482-487.



137. Zhang, J.; Zhao, X. S., *Carbon*, 2013, **52**, 1-9.
138. Gao, P. C.; Lu, A. H.; Li, W. C., *J. Power Sources*, 2011, **196**, 4095-4101.
139. Pognon, G.; Brousse, T.; Demarconnay, L.; Bélanger, D., *J. Power Sources*, 2011, **196**, 4117-4122.
140. Al-Saleh, M. H.; Sundararaj, U., *Carbon*, 2009, **47**, 2-22.
141. Pognon, G.; Brousse, T.; Bélanger, D., *Carbon*, 2011, **49**, 1340-1348.
142. Lin, Y. P.; Tsai, C. B.; Ho, W. H.; Wu, N. L., *Mater. Chem. Phys.*, 2011, **130**, 367-372.
143. Qi, X.; Blizanac, B.; DuPasquier, A.; Lal, A.; Niehoff, P.; Placke, T.; Oljaca, M.; Li, J.; Winter, M., *J. Electrochem. Soc.*, 2015, **162**, A339-A343.
144. Lee, H. Y.; Kim, S. W.; Lee, H. Y., *Electrochem. Solid St.*, 2001, **4**, A19.
145. Ma, S.-B.; Lee, Y.-H.; Ahn, K.-Y.; Kim, C.-M.; Oh, K.-H.; Kim, K.-B., *J. Electrochem. Soc.*, 2006, **153**, C27.
146. Ma, S.-B.; Ahn, K.-Y.; Lee, E.-S.; Oh, K.-H.; Kim, K.-B., *Carbon*, 2007, **45**, 375-382.
147. Feng, X.; Yan, Z.; Chen, N.; Zhang, Y.; Ma, Y.; Liu, X.; Fan, Q.; Wang, L.; Huang, W., *J. Mater. Chem. A*, 2013, **1**, 12818-12825.
148. Ko, J. M.; Kim, K. M., *Mater. Chem. Phys.*, 2009, **114**, 837-841.
149. Chi, H. Z.; Tian, S.; Hu, X.; Qin, H.; Xi, J., *J. Alloy. Compd.*, 2014, **587**, 354-360.
150. Jiang, R.; Huang, T.; Tang, Y.; Liu, J.; Xue, L.; Zhuang, J.; Yu, A., *Electrochim. Acta*, 2009, **54**, 7173-7179.
151. Qian, H.; Kalinka, G.; Chan, K. L.; Kazarian, S. G.; Greenhalgh, E. S.; Bismarck, A.; Shaffer, M. S., *Nanoscale*, 2011, **3**, 4759-67.
152. Pimenta, M. A.; Dresselhaus, G.; Dresselhaus, M. S.; Cançado, L. G.; Jorio, A.; Saito, R., *Phys. Chem. Chem. Phys.*, 2007, **9**, 1276-1291.
153. Ghodbane, O.; Pascal, J. L.; Fraisse, B.; Favier, F., *ACS Appl. Mater. Int.*, 2010, **2**, 3493-505.
154. Park, J.-H.; Oh, S.-G., *Colloid. Surface. A*, 2011, **390**, 199-206.
155. Munaiah, Y.; Sundara Raj, B. G.; Prem Kumar, T.; Ragupathy, P., *J. Mater. Chem. A*, 2013, **1**, 4300-4306.
156. Chen, H.; He, J., *J. Phys. Chem. C*, 2008, **112**, 17540-17545.
157. Chen, H.; He, J.; Zhang, C.; He, H., *J. Phys. Chem. C*, 2007, **111**, 18033-18038.

158. Ching, S.; Kriz, D. A.; Luthy, K. M.; Njagi, E. C.; Suib, S. L., *Chem. Commun.*, 2011, **47**, 8286-8288.
159. Fei, J.; Cui, Y.; Yan, X.; Qi, W.; Yang, Y.; Wang, K.; He, Q.; Li, J., *Adv. Mater.*, 2008, **20**, 452-456.
160. Yu, P.; Zhang, X.; Chen, Y.; Ma, Y., *Mater. Lett.*, 2010, **64**, 1480-1482.
161. Zhang, X. Y.; Han, L. Q.; Wang, C. Y.; Chen, M. M., *Mater. Lett.*, 2014, **136**, 78-80.
162. Zhu, J.; He, J., *ACS Appl. Mater. Int.*, 2012, **4**, 1770-1776.
163. Ching, S.; Richter, I. J.; Tutunjian, K. A.; Kriz, D. A.; Kovic, Y., *Chem. Commun.*, 2015, **51**, 1961-1964.
164. He, X.; Yang, M.; Ni, P.; Li, Y.; Liu, Z. H., *Colloid. Surface. A*, 2010, **363**, 64-70.
165. Jipeng, N.; Wencong, L.; Liangmiao, Z.; Baohua, Y.; Xingfu, S.; Yong, L., *J. Phys. Chem. C*, 2009, **113**, 54-60.
166. Gambou-Bosca, A.; Bélanger, D., *J. Electrochem. Soc.*, 2015, **162**, A5115-A5123.
167. Inoue, R.; Nakashima, Y.; Tomono, K.; Nakayama, M., *J. Electrochem. Soc.*, 2012, **159**, A445-A451.
168. Kumar Nayak, P.; Munichandraiah, N., *J. Electrochem. Soc.*, 2011, **158**, A585-A591.
169. Nayak, P. K.; Munichandraiah, N., *J. Electroanal. Chem.* 2012, **685**, 37-40.
170. Nayak, P. K.; Munichandraiah, N., *Mater. Sci. Eng.*, 2012, **177**, 849-854.
171. Xu, C.; Du, H.; Li, B.; Kang, F.; Zeng, Y., *J. Electrochem. Soc.*, 2009, **156**, A73-A78.
172. Xu, C.; Du, H.; Li, B.; Kang, F.; Zeng, Y., *J. Electrochem. Soc.*, 2009, **156**, A435-A441.
173. Lota, K.; Sierczynska, A.; Acznik, I.; Lota, *Chemik*, 2013, **67**, 1138-1145.
174. Wang, Y. G.; Xia, Y. Y., *J. Electrochem. Soc.*, 2006, **153**, A450-A454.
175. Xue, Y.; Chen, Y.; Zhang, M. L.; Yan, Y. D., *Mater. Lett.*, 2008, **62**, 3884-3886.
176. Jin, W. H.; Cao, G. T.; Sun, J. Y., *J. Power Sources*, 2008, **175**, 686-691.
177. Ghaemi, M.; Ataherian, F.; Zolfaghari, A.; Jafari, S. M., *Electrochim. Acta*, 2008, **53**, 4607-4614.

178. Singh, D. P.; Mulder, F. M.; Wagemaker, M., *Electrochem. Commun.*, 2013, **35**, 124-127.
179. Mysyk, R.; Raymundo-Piñero, E.; Pernak, J.; Béguin, F., *J. Phys. Chem. C*, 2009, **113**, 13443-13449.
180. Fan, Q.; Zhang, W.; Duan, J.; Hong, K.; Xue, L.; Huang, Y., *Electrochim. Acta*, 2015, **174**, 970-977.
181. Farooq, U.; Choi, J. H.; Atif Pervez, S.; Yaqub, A.; Kim, D. H.; Lee, Y. J.; Saleem, M.; Doh, C. H., *Mater. Lett.*, 2014, **136**, 254-257.
182. Li, C. C.; Lee, J. T.; Lo, C. Y.; Wu, M. S., *Electrochem. Solid St.*, 2005, **8**, A509-A512.
183. Lee, J. H.; Paik, U.; Hackley, V. A.; Choi, Y. M., *J. Power Sources*, 2006, **161**, 612-616.
184. Li, J.; Le, D. B.; Ferguson, P. P.; Dahn, J. R., *Electrochim. Acta*, 2010, **55**, 2991-2995.
185. Komaba, S.; Shimomura, K.; Yabuuchi, N.; Ozeki, T.; Yui, H.; Konno, K., *J. Phys. Chem. C*, 2011, **115**, 13487-13495.
186. Magasinski, A.; Zdyrko, B.; Kovalenko, I.; Hertzberg, B.; Burtovyy, R.; Huebner, C. F.; Fuller, T. F.; Luzinov, I.; Yushin, G., *ACS Appl. Mater. Int.*, 2010, **2**, 3004-3010.
187. Ui, K.; Towada, J.; Agatsuma, S.; Kumagai, N.; Yamamoto, K.; Haruyama, H.; Takeuchi, K.; Koura, N., *J. Power Sources*, 2011, **196**, 3900-3905.
188. Zhang, Z.; Bao, W.; Lu, H.; Jia, M.; Xie, K.; Lai, Y.; Li, J., *ECS Electrochem. Lett.*, 2012, **1**, A34-A37.
189. Liu, X.; Zhao, H.; Xie, J.; Tang, W.; Pan, Y.; Lü, P., *Prog. Chem.*, 2013, **25**, 1401-1410.
190. Lee, S.; Kim, E. Y.; Lee, H.; Oh, E. S., *J. Power Sources*, 2014, **269**, 418-423.
191. Lee, K. T.; Lee, J. F.; Wu, N. L., *Electrochim. Acta*, 2009, **54**, 6148-6153.
192. Lee, K. T.; Tsai, C. B.; Ho, W. H.; Wu, N. L., *Electrochem. Commun.*, 2010, **12**, 886-889.
193. Seo, E.; Lee, T.; Lee, K. T.; Song, H.-K.; Kim, B.-S., *J. Mater. Chem.*, 2012, **22**, 11598-11604.
194. Kong, H.; Gao, C.; Yan, D., *J. Mater. Chem.*, 2004, **14**, 1401-1405.
195. Kong, H.; Gao, C.; Yan, D., *J. Am. Chem. Soc.*, 2004, **126**, 412-413.
196. Matyjaszewski, K.; Xia, J., *Chem. Rev.*, 2001, **101**, 2921-2990.



197. Fan, X.; Wang, G.; Zhang, Z.; Huang, J., *J. Polym. Sci.*, 2011, **49**, 4146-4153.
198. Minami, H.; Tanaka, A.; Kagawa, Y.; Okubo, M., *J. Polym. Sci.*, 2012, **50**, 2578-2584.
199. Wei, Q.; Wang, X.; Zhou, F., *Polym. Chem.*, 2012, **3**, 2129-2137.
200. Assresahegn, B. D.; Brousse, T.; Bélanger, D., *Carbon*, 2015, **92**, 362-381.
201. Delamar, M.; Hitmi, R.; Pinson, J.; Savéant, J. M., *J. Am. Chem. Soc.*, 1992, **114**, 5883-5884.
202. Pinson, J.; Podvorica, F., *Chem. Soc. Rev.*, 2005, **34**, 429-439.
203. Saby, C.; Ortiz, B.; Champagne, G. Y.; Bélanger, D., *Langmuir*, 1997, **13**, 6805-6813.
204. Le Comte, A.; Chhin, D.; Gagnon, A.; Retoux, R.; Brousse, T.; Bélanger, D., *J. Mater. Chem. A*, 2015, **3**, 6146-6156.
205. Matrab, T.; Chehimi, M. M.; Perruchot, C.; Adenier, A.; Guillez, A.; Save, M.; Charleux, B.; Cabet-Deliry, E.; Pinson, J., *Langmuir*, 2005, **21**, 4686-4694.
206. Matrab, T.; Chehimi, M. M.; Pinson, J.; Slomkowski, S.; Basinska, T., *Surf. Interface Anal.*, 2006, **38**, 565-568.
207. Matrab, T.; Save, M.; Charleux, B.; Pinson, J.; Cabet-deliry, E.; Adenier, A.; Chehimi, M. M.; Delamar, M., *Surf. Sci.*, 2007, **601**, 2357-2366.
208. Matrab, T.; Chancolon, J.; L'Hermite, M. M.; Rouzaud, J. N.; Deniau, G.; Boudou, J. P.; Chehimi, M. M.; Delamar, M., *Colloid. Surface. A*, 2006, **287**, 217-221.
209. Shaikh, J. S.; Pawar, R. C.; Tarwal, N. L.; Patil, D. S.; Patil, P. S., *J. Alloy. Compd.*, 2011, **509**, 7168-7174.
210. Dong, J.; Ozaki, Y.; Nakashima, K., *Macromolecules*, 1997, **30**, 1111-1117.
211. Balasubramanian, K.; Burghard, M., *Small*, 2005, **1**, 180-192.
212. Lee, J.; Kumar, P.; Lee, J.; Moudgil, B. M.; Singh, R. K., *Zno Incorporated J. Alloy Compd.*, 2013, **550**, 536-544.
213. Zaghib, K.; Charest, P.; Dontigny, M.; Guerfi, A.; Lagacé, M.; Mauger, A.; Kopec, M.; Julien, C. M., *J. Power Sources*, 2010, **195**, 8280-8288.
214. Zaghib, K.; Mauger, A.; Goodenough, J. B.; Gendron, F.; Julien, C. M., *Chem. Mater.*, 2007, **19**, 3740-3747.
215. Ravet, N.; Chouinard, Y.; Magnan, J. F.; Besner, S.; Gauthier, M.; Armand, M., *J. Power Sources*, 2001, **97-98**, 503-507.

216. Nien, Y. H.; Carey, J. R.; Chen, J. S., *J. Power Sources*, 2009, **193**, 822-827.
217. Liu, H. p.; Wang, Z. x.; Li, X. h.; Guo, H. j.; Peng, W. j.; Zhang, Y. h.; Hu, Q. y., *J. Power Sources*, 2008, **184**, 469-472.
218. Oh, S. W.; Myung, S. T.; Bang, H. J.; Yoon, C. S.; Amine, K.; Sun, Y. K., *Electrochem. Solid-St.*, 2009, **12**, A181-A185.
219. Zaghib, K., et al., *J. Power Sources*, 2012, **216**, 192-200.
220. Delaporte, N.; Perea, A.; Amin, R.; Zaghib, K.; Bélanger, D., *J. Power Sources*, 2015, **280**, 246-255.
221. Lu, G.; Qiu, S.; Lv, H.; Fu, Y.; Liu, J.; Li, X.; Bai, Y. J., *Electrochim. Acta*, 2014, **146**, 249-256.
222. Su, K.; Wang, C.; Nie, H.; Guan, Y.; Liu, F.; Chen, J., *J. Mater. Chem. A*, 2014, **2**, 10000-10006.
223. Li, D.; Meng, F.; Yan, X.; Yang, L.; Heng, H.; Zhu, Y., *Nanoscale Res. Lett.*, 2013, **8**, 535.
224. Dubal, D. P.; Dhawale, D. S.; Salunkhe, R. R.; Lokhande, C. D., *J. Electroanal. Chem.*, 2010, **647**, 60-65.
225. Subramanian, N.; Viswanathan, B.; Varadarajan, T. K., *RSC Advances*, 2014, **4**, 33911-33922.
226. Kim, B.; Kim, J.; Baik, H.; Lee, K., *Cryst. Eng. Comm.*, 2015, **17**, 4977-4981.
227. Welham, N. J., *Int. J. Miner. Process.*, 2002, **67**, 187-198.
228. Zhao, Y.; Zhu, G.; Cheng, Z., *Hydrometallurgy*, 2010, **105**, 96-102.
229. Fritsch, S.; Sarrias, J.; Rousset, A.; Kulkarni, G. U., *Mater. Res. Bull.*, 1998, **33**, 1185-1194.
230. Gillot, B.; El Guendouzi, M.; Laarj, M., *Mater. Chem. Phys.*, 2001, **70**, 54-60.
231. Raj, B. G. S.; Ramprasad, R. N. R.; Asiri, A. M.; Wu, J. J.; Anandan, S., *Electrochim. Acta*, 2015, **156**, 127-137.
232. Fischer, A. E.; Pettigrew, K. A.; Rolison, D. R.; Stroud, R. M.; Long, J. W., *Nano Lett.*, 2007, **7**, 281-286.
233. Zaghib, K.; Trudeau, M.; Guerfi, A.; Trottier, J.; Mauger, A.; Veillette, R.; Julien, C. M., *J. Power Sources*, 2012, **204**, 177-181.
234. Kawaoka, H.; Hibino, M.; Zhou, H.; Honma, I., *J. Power Sources*, 2004, **125**, 85-89.
235. Hibino, M.; Zhou, H.; Honma, I., *J. Power Sources*, 2005, **146**, 304-309.
236. Xiao, W.; Xia, H.; Fuh, J.; Lu, L., *J. Power Sources*, 2009, **193**, 935 - 938.



- 237. Zhao, D.; Yang, Z.; Zhang, L.; Feng, X.; Zhang, Y., *Electrochem. Solid St.*, 2011, **14**, 93 - 96.
- 238. Lin, J.; Zheng, Y.; Du, Q.; He, M.; Deng, Z., *Nano*, 2013, **8**.
- 239. Li, Y.; Zhao, N.; Shi, C.; Liu, E.; He, C., *J. Phys. Chem. C*, 2012, **116**, 25226-25232.
- 240. Chen, H.; Zhou, S.; Chen, M.; Wu, L., *J. Mater. Chem.*, 2012, **22**, 25207-25216.
- 241. Mao, L.; Zhang, K.; On Chan, H. S.; Wu, J., *J. Mater. Chem.*, 2012, **22**, 1845-1851.
- 242. Liu, Y.; Yan, D.; Li, Y.; Wu, Z.; Zhuo, R.; Li, S.; Feng, J.; Wang, J.; Yan, P.; Geng, Z., *Electrochim. Acta*, 2014, **117**, 528-533.
- 243. Wang, S.; Xie, J.; Zhang, T.; Varadan, V. K., *J. Power Sources*, 2009, **186**, 532-538.
- 244. Wan, C.; Yuan, L.; Ye, X.; Wu, F., *Electrochim. Acta*, 2014, **147**, 712-719.
- 245. Xia, H.; Hong, C.; Shi, X.; Li, B.; Yuan, G.; Yao, Q.; Xie, J., *J. Mater. Chem. A*, 2015, **3**, 1216-1221.